الكيمياء

للسادس الأحيائي

الفصل الرابع

الكيمياء الكهربائية

إعداد الأستاذ

حيدر يحـــيى علوان

خاص وحصري لرحلة التفوق في السادس

رحلة التفوق في السادس

@rt_edu

رحلة التفوق في السادس

@A_M_Z_F

بسم الله الرحمن الرحيم

﴿وقل اعملوا فسيرى الله عملكم ورسوله والمؤمنون﴾

انطلاقا من قول المصطفى (ص): ((زكاة العلم نشرهُ وتعليمهُ))

تضع شبكة مواقع رحلة التفوق في السادس التعليمية التربوية الخيرية بين ايديكم احدى اعمالها من ملازم مرحلة السادس الأعدادي هذه المرحلة الهامة والمصيرية في حياة اعزائنا الطلبة وخاصة المتعففين منهم ولمن يتعذر عليه اقتناء هذه المساعدات المدرسية في محافظاتنا العراقية العزيزة بهدف النهوض وتطوير الواقع التعليمي ولو بالجزء اليسير.

إذ أن شبكتنا لاتقتصر عاى نشر الملازم المدرسية فقط أنما تقوم بنشر الدروس المرئية المجانية لأكفأ التدريسيين بالأضافة الى مجموعة قنواتنا التدريسية وكذلك الأرشادات والنصائح وطرق الدراسة الصحيحة هذا من جهة. أما من جهة أخرى فهو كسر لشوكة بعض المحسوبين على الكادر التدريسي ممن يرفضون نشر ملازمهم والتعاون مع ابنائهم الطلبة ليأخذوا من المال هدفا أهم ويتناسوا مصلحة الطالب والواقع التعليمي المتدني.

علماً ان كادر الشبكة والقائمين عليها هم مجموعة من الشباب العراقي الواعي المثقف بالأضافة الى تعاون بعض المدرسين الكرام كما واننا غير تابعين لأي جهة كانت رسمية او غير رسمية انما سر تجمعنا وعملنا هو خيري بحت أملين من الله عز وجل ان يوفقنا لتقديم كل ما هو صالح لشعبنا و وطننا الحبيب.

كادر شبكة رحلة التفوق في السادس

٢٠١٥/٨/٢١

ا.د : اشرف الوائلي

ا.د : مينا الاحمد

اعداد :- حيدر يحيى علوان
المدرسة :- اعدادية الاندلس للبنين

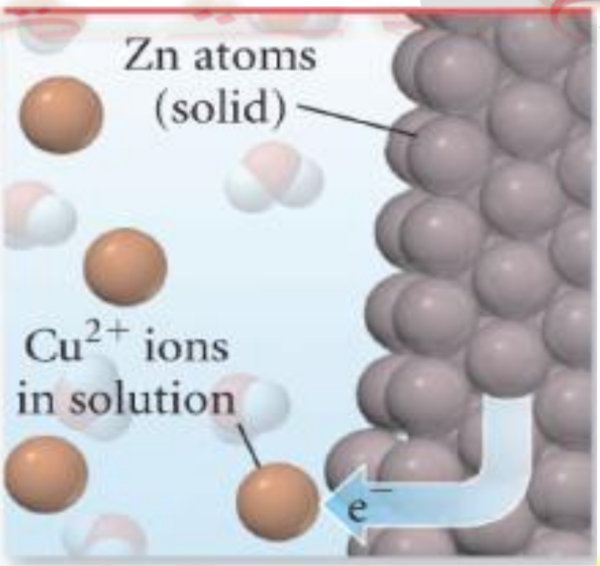
تفاعلات التأكسد والاختزال والكيمياء الكهربائية

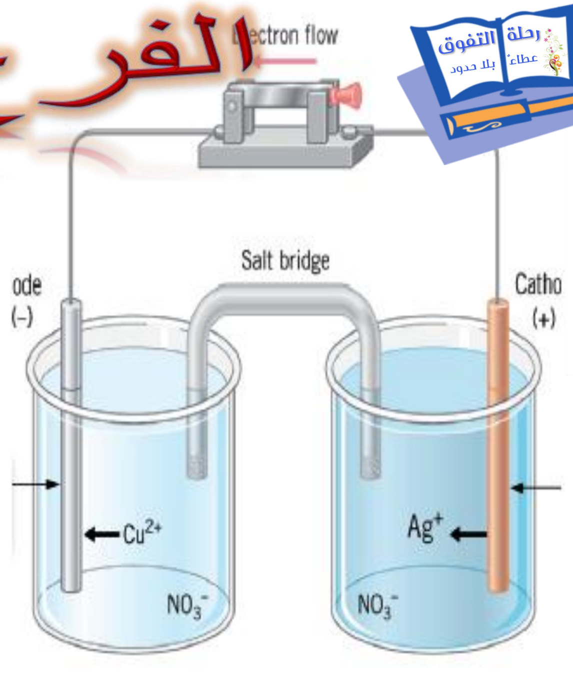
كيمياء السادس العلمي

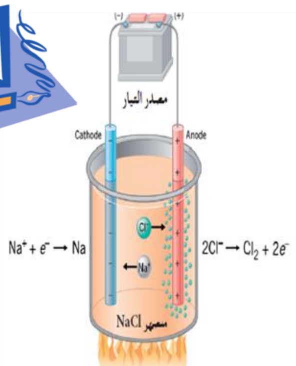
اعداد وترتيب الاستاذ
حيدر يحيى علوان

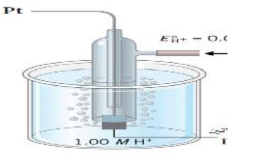
2016-2017

الفرع الاحيائي









تصميم وتنضيد الطباعة مهند يحيى علوان م :-(٠٧٧٠٧٣١٩٣٧٧) و(٠٧٨٠١٤٠٦٧٠٢)

اعداد :- حيدر يحيى علوان
المدرسة :- اعدادية الاندلس للبنين

فهرست الفصل الرابع

الرقم	المحتويات	الرقم	المحتويات
0	كفر الفصل الرابع	36	قوانين فاراداي
1	فهرست الفصل الرابع	37	قوانين فاراداي
2	تفاعلات التأكسد والاختزال والكيمياء الكهربائية	38	قوانين فاراداي
3	مثال 1	39	قوانين فاراداي
4	تمرين 1	40	مثال 9
5	التأكسد والاختزال	41	تمرين 13
6	الذوبان والترسيب	42	تمرين 14
7	تمرين 2	43	البطاريات والنضائد
8	العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة مثال - 3	44	المعادلات الرئيسة للخلايا الكلفانية
9	تمرين 3	45	تعاريف
10	الخلايا الكهروكيميائية	46	تعاريف
11	خلية دانيال	47	تعاليل
12	خلية دانيال	48	حل أسئلة الفصل سؤال رقم 1 – 2
13	مثال 4 – جهد الخلية الكلفانية	49	سؤال 3 – سؤال 4
14	قطب الهيدروجين القياسي	50	سؤال 5 – سؤال 6
15	جهود الأقطاب القياسية	51	سؤال 7
16	جدول الاختزال القياسي	52	سؤال 8 – سؤال 9
17	تمرين 4 - مثال 5	53	سؤال 10 – سؤال 11
18	تمرين 5 – تمرين 6	54	سؤال 14 – سؤال 15
19	أنواع الأقطاب	55	سؤال 18 – سؤال 19 – سؤال 20
20	التعبير عن الخلايا الكلفانية كتابة	56	سؤال 21 – سؤال 22
21	مثال 6- تمرين 7	57	سؤال 23 – سؤال 24
22	العلاقة بين جهد الخلية وطاقة كبس وثابت الاتزان	58	أسئلة واجب
23	العلاقة بين جهد الخلية وطاقة كبس وثابت الاتزان	59	سؤال 25
24	مثال 7	60	سؤال 26
25	تمرين 9 – تمرين 10	61	سؤال 27 – سؤال 28
26	معادلة نيرنست	62	سؤال 29
27	معادلة نيرنست	63	سؤال 30
28	مثال 8	64	سؤال 31 – سؤال 32
29	تمرين 11	65	سؤال 33 – سؤال 34
30	تمرين 12	66	سؤال 35
31	تمرين 8	67	سؤال 36 – سؤال 37
32	أسئلة خارجية	68	سؤال 38
33	سؤال 12 - سؤال 13	69	سؤال 39
34	سؤال 16 - سؤال 17	70	سؤال 40
35	الخلايا الالكتروليتية	71	سؤال 40

تفاعلات التأكسد والاختزال والكيمياء الكهربائية ((المقدمة))

تعد الكيمياء الكهربائية فرعا من فروع الكيمياء تهتم بالتحولات بين الطاقة الكيميائية والطاقة الكهربائية حيث تحصل بعض التفاعلات الكيميائية نتيجة لإمرار تيار كهربائي كما يحصل العكس إي بعض التفاعلات الكيميائية تؤدي إلى نشوء تيار كهربائي حيث إن العمليات الكهروكيميائية هي تفاعلات تأكسد واختزال وان النضيدة (البطارية) المستعملة لتشغيل السيارة أو الراديو أو المسجل أو الساعة أو بقية الأجهزة الكهربائية مثالا جيدا على استخدام التفاعلات الكيميائية لتوليد الطاقة الكهربائية وهنالك مثالا أخر تستخدم فيه الطاقة الكهربائية لا نجاز بعض التفاعلات مثل تفاعل تحضير بعض العناصر وعملية الطلاء الكهربائي وتصنيع الدوائر الالكترونية المطبوعة وتنقية الفلزات

أعداد التأكسد :- توصف عمليات أو تفاعلات التأكسد والاختزال بدلاله أعداد التأكسد (سالبة أو موجبة أو صفر) حيث يمثل عدد الالكترونات المكتسبة او المفقودة لذرة والذي يكتب فوق رمز العناصر

القواعد المستخدمة لحساب أعداد التأكسد

1 - عدد التأكسد لأي عنصر متحد (عنصر حر) يساوي صفرا $\left(Na^{+}, Ba^{+}, K^{+}\right)$

2 - عدد تأكسد للعناصر الزمرة الأولى هو (+1) ربيديوم $Li^{+}, Na^{+}, K^{+}, Rb^{+}$

3 - عدد تأكسد للعناصر الزمرة الثانية هو (+2) سترانتيوم $Ba^{+2}, Mg^{+2}, Ca^{+2}, Sr^{+2}$

4 - عدد تأكسد للعناصر الزمرة الثالثة هو (+3) (الانديوم ، كاليوم، الالمنيوم ، بورون) $B^{+3}, Al^{+3}, Ga^{+3}, In^{+3}$

5 - عدد تأكسد الهالوجينات(الزمرة السابعة)هو (−1) $\left(F^{-1}, Cl^{-1}, Br^{-1}, I^{-1}\right)$

6 - ولاستخراج عدد التأكسد لذرات العناصر الأخرى التي لم تذكر أعلاه فيمكن استخدام القاعدتين الآتيتين :-

القاعدة الأولى :- مجموع أعداد التأكسد لجميع الذرات في المركب المتعادل يساوي صفرا فمثلا

$$NaCl \quad (+1) + (-1) = 0$$

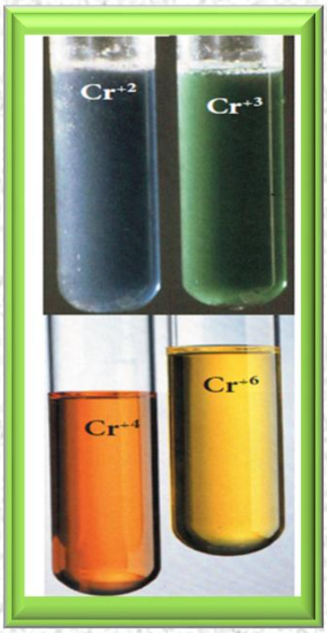
القاعدة الثانية :- مجموع أعداد التأكسد لجميع الذرات في ايون يساوي شحنه ذلك الايون مثلا

$$H_2PO_4^-$$

$$\left[2\times(+1) + P + 4\times(-2)\right] = -1 \quad \Rightarrow \quad \left[+2 + P + (-8)\right] = -1$$

$$P - 6 = -1 \quad \Rightarrow \quad P = -1 + 6 = \boxed{+5}$$

ملاحظات



1 ـ هنالك بعض العناصر الانتقالية (موجودة في وسط الجدول الدوري) وتمثل اوربتالات (d) تكون إعداد تأكسدها متغيرة حسب ارتباطها بالمركبات المعقدة المتعادلة أو الايونات السالبة أو الموجبة لذلك يجب إتباع فقرة رقم 6 بإتباع إحدى القاعدتين لإيجاد شحنه تلك الذرة ، وقد تظهر هذه الذرات في مركباتها المختلفة ألوانا مختلفة مع تغير إعدادها التأكسدية

2 ـ العناصر الممثلة وهي موجودة في يسار ويمين الجدول الدوري وتمثل اوربتالات (S ، P) تكون إعدادها التأكسدية ثابتة يجب حفظها والتي درست في الصف الثاني متوسط (مع ذلك تجد هذه العناصر وإعدادها التأكسدية في مقدمة الملزمة التمهيد لحاجتها المهمة في ذلك الفصل) ولكن هنالك بعض الحالات وهي :- الهيدروجين عدد تأكسده هو (+1) ما عدا هيدروكسيد الصوديوم $NaH \Leftarrow (-1)$ الأوكسجين عدد تأكسده هو (−2) ما عدا البيروكسيدات فيأخذ (−1) مثل بيروكسيد الهيدروجين H_2O_2

مثال (4 − 1)

حدد إعداد التأكسد العناصر في المركبات ولأيونات والذرات الآتية

SO_2 KCl Mg^{+2} PO_4^{-3} BaO F_2

الحل

F_2: ← $F = 0$ حسب القاعدة الأولى

BaO: ← يمكن إيجاد عدد تأكسد $Ba \Leftarrow$

$Ba + (-2) = 0$

$Ba = +2$

PO_4^{-3}: ← يمكن إيجاد عدد تأكسد $P \Leftarrow$

حسب القاعدة الثانية

$P + 4 \times -2 = -3$

$P - 8 = -3$

$P = -3 + 8 \Rightarrow P = \boxed{+5}$

Mg^{+2}: ← عدد تأكسد Mg يساوي (+2)

KCl: ← حسب القاعدة رقم (1) ، (5) K^{+1}, Cl^{-1}

SO_2: ← يمكن إيجاد عدد تأكسد $S \Leftarrow$ $S + (2 \times -2) = 0 \Rightarrow S - 4 = 0 \Rightarrow S = \boxed{+4}$

رحلة التفوق في السادس
عطاء بلا حدود
A.M.Z

تمرين (4 – 1) احسب عدد تأكسد العناصر المشار إليها باللون الأحمر في مركبات والايونات التالية :-

MnO_4^{1-} $K_2Cr_2O_7$ $NaIO_3$ H_2SO_4 H_2CO_3 HPO_4^{2-}

الحل

a – MnO_4^{1-} يمكن إيجاد عدد تأكسد Mn حسب القاعدة الثانية

$[Mn+4(-2)]=-1$ شحنة الايون

$[Mn-8]=-1$

$Mn=-1+8 \Rightarrow \therefore$ شحنة $Mn=\boxed{+7}$

b – $K_2Cr_2O_7$ يمكن إيجاد عدد تأكسد Cr حسب القاعدة الاولى

لان هذا المركب متعادل لم يشار بشحنة لذلك فان الشحنة = صفر

$[2(+1)+2Cr+7(-2)]=0$

K يجب حفظة O يجب حفظة

$[+2+2Cr-14]=0$

$2Cr-12=0 \Rightarrow 2Cr=+12$

$Cr=\dfrac{+12}{2} \Rightarrow Cr=\boxed{+6}$ شحنة الكروم

C – و d – واجب عليكم [أعتمد على نفسك] $NaIO_3$ و H_2SO_4

e – H_2CO_3 يمكن إيجاد عدد تأكسد C حسب القاعدة الاولى

$[H_2CO_3]=0$

$[2(+1)+C+3(-2)]=0$

f – HPO_4^{2-}

$[HPO_4]=-2$

$[1(+1)+P+4(-2)]=-2$

$+1+P-8=-2$

$\therefore P=-2+7$

$\therefore P=\boxed{+5}$

رحلة التفوق في السادس @

اعداد :- حيدر يحيى علوان
المدرسة :- اعدادية الاندلس للبنين

تفاعلات التأكسد والاختزال

التأكسد :- هو عبارة عن تغير كيميائي يصحبه فقدان في الالكترونات من ذرة أو مجموعة من الذرات ويؤدي لزيادة في إعداد التأكسد

زيادة في عدد التأكسد

$$Zn^{0} \longrightarrow Zn^{+2} + 2e^{-}$$

فقدان

يمثل عدد e المفقودة فارق الشحنة من الصفر الى +2 لذلك يكون عددها $2e^{-}$ وتوضح بالنواتج

زيادة

$$Al^{0} \longrightarrow Al^{+3} + 3e^{-}$$

اما $Al^{+3} \Leftarrow 3e^{-}$

عند امرار اليود كتفاعل اكسدة يجب تحويله من ايون الى جزيئة غاز لكي نحقق الزيادة في عدد التأكسد الذي يمثل فارق الشحنة من (1−) الى الصفر مضروب في (2) لكي يتحرر فيها جزيئة اليود الثنائية الذرة اما بالنسبة لجزيئة الهيدروجين فيكون الحال معاكس تماما لان جزيئة H_2 اصلها أيون موجب [مو سالب مثل I_2]

زيادة

$$2I^{-1} \longrightarrow I_2^{0} + 2e^{-}$$

زيادة

$$H_2^{0} \longrightarrow 2H^{+} + 2e^{-}$$

الاختزال :- هو عبارة عن تغير كيميائي تكتسب فيه الذرة أو مجموعه من الذرات الالكترونات ويصاحبها نقصان في عدد التأكسد للعنصر

ملاحظة : كل الذي جرى في التأكسد يجري بشكل معاكس في الاختزال [اكلبة بكركك]

نقصان

$$Zn^{+2} + 2e^{-} \longrightarrow Zn^{0}$$

اكتساب

نقصان

$$Al^{+3} + 3e^{-} \longrightarrow Al^{0}$$

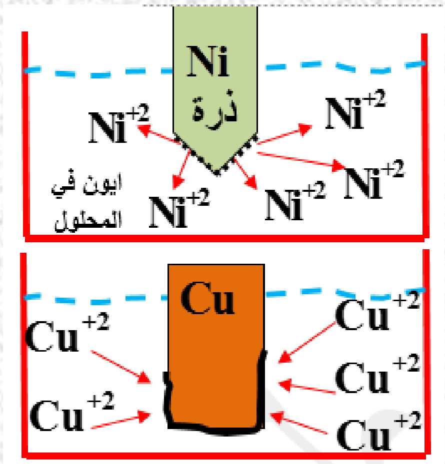
نقصان

$$I_2^{0} + 2e^{-} \longrightarrow 2I^{-1}$$

نقصان

$$2H^{+} + 2e^{-} \longrightarrow H_2^{0}$$

ولا تنسى بان الالكترونات المكتسبة بالمتفاعلات



الذوبان:- وهي عملية تحول ذرات الفلز إلى ايونات ذات شحنه موجبة من المحلول وهي عملية أكسدة تحدث في قطب الانود ويحصل فيها نقصان في وزن الصفيحة

$Ni \longrightarrow Ni^{+2} + 2e$

الترسيب :- وهي عملية تحول الايونات الفلزية الموجبة في المحلول إلى ذرات تترسب على صفيحة الفلز تحدث في قطب الكاثود ويحصل فيها زيادة في وزن الصفيحة

$Cu^{+2} + 2e^{-} \longrightarrow Cu$

تحرر الغازات :- إن الغازات المتحررة تمرر كتفاعل أكسدة والتي يرجع اصلها ايونا سالبا وهو ايونات الغازات السالبة أو إلى جزيئات الغاز عدا غاز H_2 يجب ان يمرر كتفاعل اختزال والذي يرجع اصله ايونا موجبا (O_2) (Br_2) (I_2) (Cl_2)

ملاحظة : تحرير الغازات يعني وجودها بالنواتج

اختزال

$2H^{+} + 2e \xrightarrow{\text{نقصان}} H_2$ (+ → 0)

اكسدة

$2Cl^{-} \xrightarrow{\text{زيادة}} Cl_2 + 2e^{-}$ (− → 0)

$2O^{-2} \xrightarrow{\text{زيادة}} O_2 + 4e^{-}$ (−2 → 0)

لان الاوكسجين عدد تأكسده (−2) وهو يختلف من بقية الغازات لذلك ازداد عدد الالكترونات الى $4e^{-}$

ملاحظات :

1- في تفاعل الأكسدة توضع (e) المفقودة في النواتج وفي تفاعل الاختزال توضع (e) المكتسبة في المتفاعلات .

2- يمكن معرفة عدد (e) حيث يساوي الفرق في الشحنة بين الطرفين .

3- شحنة العنصر الحر يساوي صفرا .

4 - عدد مولات الايون يضرب في شحنته .

5- كل تفاعل أكسدة لو تم قلبه يصبح تفاعل اختزال والعكس صحيح .

رحلة التفوق في السادس
عطاء بلا حدود

تمرين (4 – 2) حدد الذرات التي تعاني تأكسداً وتلك التي تعاني اختزالا في التفاعلات التالية مع كتابة إنصاف التفاعل للتأكسد والاختزال ؟

1- $Zn + Cu^{+2} \longrightarrow Zn^{+2} + Cu$

2- $Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$

الحل

1- $Zn + Cu^{+2} \longrightarrow Zn^{+2} + Cu$

نصف تفاعل تأكسد: $\overset{0}{Zn} \xrightarrow{\text{زيادة}} \overset{+2}{Zn} + 2e^-$

نصف تفاعل اختزال: $\overset{+2}{Cu} + 2e^- \xrightarrow{\text{نقصان}} \overset{0}{Cu}$

2- $Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$

نصف تفاعل أكسدة: $\overset{0}{Mg} \xrightarrow{\text{زيادة}} \overset{+2}{Mg} + 2e^-$

نصف تفاعل اختزال: $2\overset{+}{H} + 2e^- \xrightarrow{\text{نقصان}} \overset{0}{H_2}$

رحلة التفوق في السادس
عطاء بلا حدود

اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة

العامل المختزل :- وهي المادة التي لها القدرة على اختزال مادة أخرى حيث تفقد الالكترونات ويزداد عدد تأكسدها إي تسلك كتفاعل أكسدة (المادة التي تتأكسد وتسبب اختزالا لمادة أخرى)

العامل المؤكسد :- وهي المادة التي لها القدرة على أكسدة مادة أخرى حيث تكتسب الالكترونات ويقل عدد تأكسدها إي تسلك كتفاعل اختزال (المادة التي تختزل وتسبب تأكسد لمادة أخرى)

مثال (4 -3) حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في كل من المتفاعلات التالية :-

1- $Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu$

2- $Cu + 2AgNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag$

الحل

1- $\overset{0}{Zn} + \overset{+2}{Cu}SO_4 \longrightarrow \overset{+2}{Zn}SO_4 + \overset{0}{Cu}$

زيادة

نقصان

$Zn \Leftarrow \overset{0}{Zn} \longrightarrow Zn^{+2} + 2e^-$ يعاني تأكسد لذا فهو عامل مختزل

$Cu^{+2} \Leftarrow Cu^{+2} + 2e \longrightarrow \overset{0}{Cu}$ يعاني اختزالا لذا فهو عامل مؤكسد

2- $Cu + 2Ag^+NO_3 \longrightarrow Cu^{+2}(NO_3)_2 + 2Ag^0$

زيادة

نقصان

$Cu \Leftarrow \overset{0}{Cu} \longrightarrow Cu^{+2} + 2e^-$ يعاني تأكسد لذا فهو عامل مختزل

$Ag^{+1} \Leftarrow 2Ag^+ + 2e^- \longrightarrow 2\overset{0}{Ag}$ يعاني اختزالا لذا فهو عامل مؤكسد

اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

تمرين (4 -3)

حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في كل من التفاعلات التالية :-

1- $2C_{(S)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{(g)}$

2- $Mg_{(S)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow MgCl_{2(S)}$

3- $Mg_{(S)} + Fe^{+3}_{(aq)} \longrightarrow Mg^{+2}_{(aq)} Fe_{(S)}$

الحل

1- $2C_{(S)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{(g)}$

$2C \longrightarrow 2C^{+2} + 4e^{-} \Rightarrow C$ يعاني تأكسد لذا فهو عامل مختزل

$O_2 + 4e^{-} \longrightarrow 2O^{-2} \Rightarrow O_2$ يعاني اختزال لذا فهو عامل مؤكسد

2- $Mg_{(S)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow MgCl_{2(S)}$

$Mg \longrightarrow Mg^{+2} + 2e^{-} \Rightarrow$ يعاني تأكسد لذا فهو عامل مختزل

$Cl_2^0 + 2e^{-} \longrightarrow 2Cl^{-} \Rightarrow$ يعاني اختزال لذا فهو عامل مؤكسد

3- $Mg_{(S)} + Fe^{+3}_{(aq)} \longrightarrow Mg^{+2}_{(aq)} Fe_{(S)}$ واجب

رحلة التفوق في السادس
عطاءٌ بلا حدود

اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

الخلايا الكهروكيميائية

عند دراستنا لتفاعلات التأكسد والاختزال نلاحظ إن بعضا منها يحدث بشكل تلقائي كتفاعل شريط المغنسيوم مع حامض الهيدروكلوريك المخفف بينما لا تحدث التفاعلات بصورة تلقائية فمثلا تحلل الماء إلى عناصره الأساسية إلا بتزويده بطاقة خارجية لذلك فان علاقة تفاعلات التأكسد والاختزال التلقائية والغير تلقائية بالطاقة الكهربائية علاقة وثيقة حيث من خلال بعض التفاعلات التي يمكن الحصول منها على الطاقة الكهربائية وذلك بتكوين خلايا تدعى بـ (الخلايا الكهروكيميائية) والتي تتكون من قطبين وهما :-

1 . **القطب الموجب (الانود) Anode** :- وهو القطب الذي تحدث فيه عملية التأكسد والذي يكون مصدرا للإلكترونات .

2 . **القطب السالب (الكاثود) Cathode** :- وهو القطب الذي تحدث فيه عملية الاختزال والذي تتحول إليه الالكترونات المنتقلة من القطب الموجب من خلال سلك خارجي (دائرة خارجية) .

ويكون كلا القطبين مغمورين في محلول الالكتروليتي تشترك مكوناته في تفاعلات التأكسد والاختزال التي تجري على سطحي القطبين

أنواع الخلايا الكهروكيميائية

1 . الخلايا الكلفانية أو (الفولتائية)

وهي الخلايا التي تتحول فيها الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية من خلال تفاعل كيميائي يجري تلقائيا ومثال البطاريات (النظائد) Battries

2 . الخلايا الالكتروليتية

وهي الخلايا التي تتحول فيها الطاقة الكهربائية إلى طاقة كيميائية وتجرى تفاعلاتها بشكل غير تلقائي اي عكس الخلايا الكلفانية ومثال عليها هو التحليل الكهربائي لمنصهر كلوريد الصوديوم وخلايا الطلاء الكهربائي ص 35

ملاحظة : المقارنة بينهما في سؤال (4 – 9) لاحقا ان شاء الله

أولا: الخلايا الكلفانية

وهي تلك الخلايا التي تتحول فيها الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية من خلال تفاعل كيميائي يجري بشكل تلقائي لتوليد تيار كهربائي ومن أمثلة تلك الخلايا هي البطاريات (النظائد)

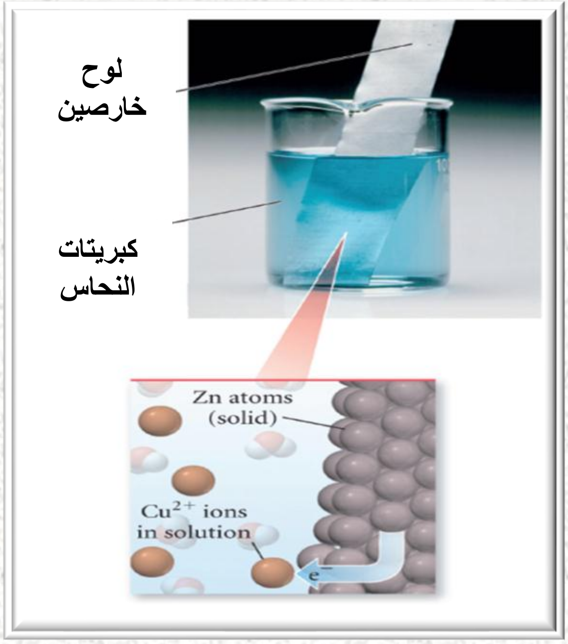
سؤال : ما هي التفاعلات التي تحدث داخل هذه الخلايا ؟ أعط مثال على ذلك ؟

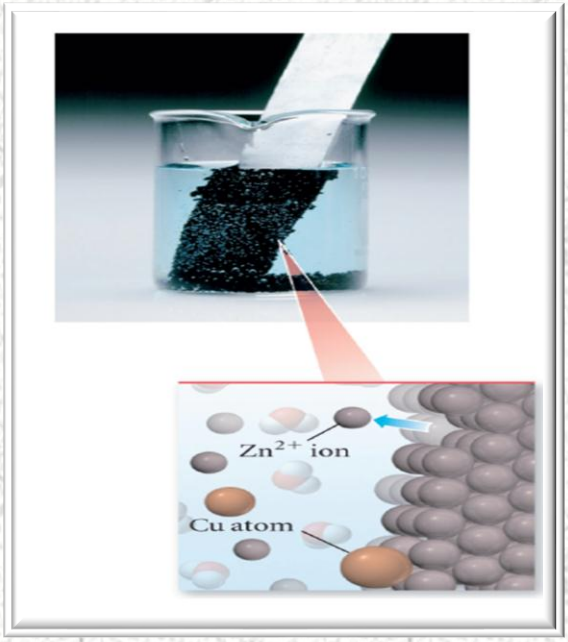
الجواب : عند غمر لوح من الخارصين في محلول كبريتات النحاس يبدأ لوح الخارصين بالتآكل (تأكسد) والاضمحلال ويصاحب ذلك زيادة في تركيز ايونات الخارصين إي حدوث تفاعل تلقائي وبنفس الوقت تبدأ طبقة إسفنجية بنية اللون (عنصر النحاس) بأكساء الخارصين ويترسب قسم من هذا النحاس في قعر الإناء ويبدا اللون الأزرق للمحلول بالاضمحلال نتيجة لنقصان تركيز ايونات النحاس (اختزال) في المحلول حتى يصبح عديم اللون كما في التفاعل الاتي :-

$$\underset{(s)}{Zn} + \underset{(aq)}{Cu^{+2}SO_4^{-2}} \longrightarrow \underset{(aq)}{Zn^{+2}SO_4^{-2}} + \underset{(s)}{Cu}$$

ومن الملاحظ إن ايونات (SO_4^{-2}) لم تعان تغيرا في عدد تأكسدها (إي أنها لم تشترك في التفاعل) لذا يمكن كتابة التفاعل أعلاه بالشكل المبسط الاتي :-

$$\underset{(s)}{Zn^0} + \underset{(aq)}{Cu^{+2}} \longrightarrow \underset{(aq)}{Zn^{+2}} + \underset{(s)}{Cu^0}$$





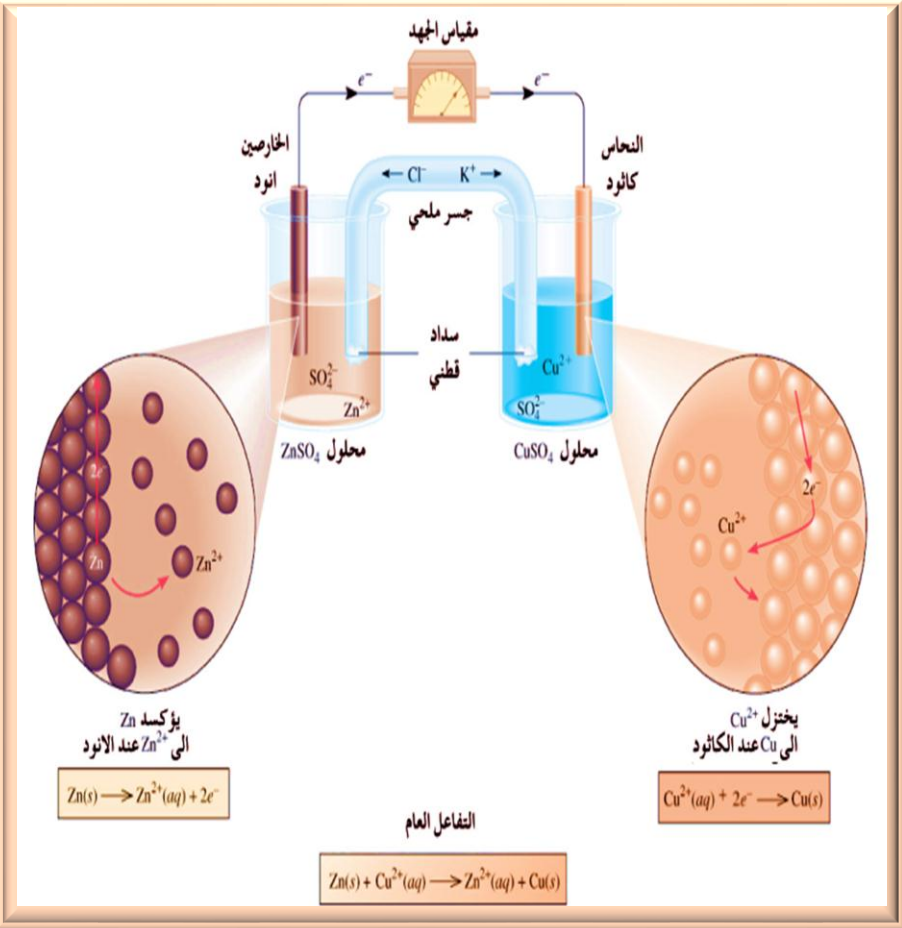
التفاعلات التي تحدث عند غمر لوح من الخارصين في محلول كبريتات النحاس

$$\underset{(s)}{Zn^0} + \underset{(aq)}{Cu^{+2}} \longrightarrow \underset{(aq)}{Zn^{+2}} + \underset{(s)}{Cu^0}$$

خلية دانيال (Danil Cell)

ابسط واشهر خلية كلفانية (فولتائية) والموضحة مكوناتها الأساسية في الشكل ((الصفحة اللاحقة))

في خلية دانيال:- يغمر لوح في محلول Zn في محلول $ZnSO_4$ ويغمر لوح Cu في محلول الخلية على مبدأ تأكسد Zn^0 إلى Zn^{+2} واختزال Cu^{+2} إلى Cu^0 والذي يمكن إن يحدث أنيا في وعائيين منفصلين مع انتقال للإلكترونات بين القطبين من خلال سلك خارجي إن لوحا الخارصين والنحاس تدعى بـ الأقطاب ويعرف كل منها بقطب العنصر والذي يعرف على انه ذلك القطب المغمور في المحلول ايوناته أو في حالة تماس مع محلول يحتوي على ايونات ذلك العنصر كما في الشكل المجاور



القطب الموجب :- (الانود) لوح الخارصين والذي تجرى عنده عملية التأكسد والذي يكون مصدرا للإلكترونات

تفاعل نصف الخلية / قطب **Zn** (الانود) تأكسد $Zn^0_{(S)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + 2e^-$

القطب السالب :- (الكاثود) لوح النحاس والذي تجري عنده عملية الاختزال والذي تتحول إليه الالكترونات المتنقلة من القطب الموجب (الخارصين) من خلال السلك الخارجي .

تفاعل نصف الخلية / قطب **Cu** (الكاثود) (اختزال) $Cu^{+2}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Cu^0_{(S)}$

وبذلك يمكن الحصول على التفاعل العام للخلية عند جمع تفاعلي نصف الخلية وذلك بعد مساواة عدد الالكترونات المفقودة والمكتسبة حيث في هذا المثال نرى إن العدد متساوي

التفاعل العام $Zn^0_{(S)} + Cu^{+2}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + Cu^0_{(S)}$

مثال (4 – 4)

إذا علمت إن التفاعل التالي يحدث بصورة تلقائية في الخلية الكلفانية الموضحة في الشكل أدناه

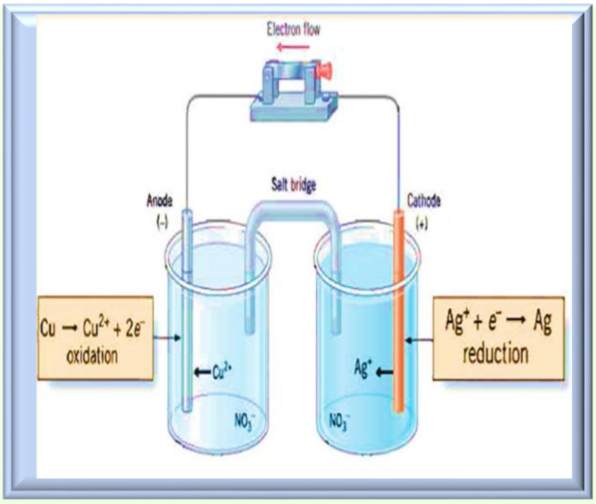
$$Cu_{(s)} + Ag^{+}_{(aq)} \longrightarrow Cu^{+2}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$$

أ. اكتب تفاعلات نصفي الخلية ب– وضح اتجاه سريان الالكترونات عبر السلك الخارجي واتجاه حركة الايونات عبر الجسر الملحي المملوء بمحلول KNO_3

الحل أ

نصف تفاعل تأكسد / الانود: $Cu_{(s)} \longrightarrow Cu^{+2}_{(aq)} + 2e^{-}$

نصف تفاعل اختزال / الكاثود: $2Ag^{+}_{(aq)} + 2e^{-} \longrightarrow 2Ag_{(s)}$



الحل ب

تسري الالكترونات عبر السلك الخارجي منطلقة من الانود (قطب النحاس) باتجاه الكاثود (قطب الفضة) بينما تتحرك الايونات الموجبة (K^{+}) عبر الجسر الملحي باتجاه القطب السالب الكاثود والايونات السالبة (NO_3^{-}) باتجاه القطب الموجب الانود .

جهد الخلية الكلفانية (Galvanic cell potential)

يسري التيار الكهربائي من الانود باتجاه الكاثود بسبب الفرق بين الجهد الكهربائي بين القطبين مشابه لسريان الغاز من منطقة الضغط العالي الى الواطئ ويعرف الجهد القطب ويقسم إلى قسمين

1 - **جهد التأكسد** :- مقدار ميل المادة نحو فقدان الالكترونات

2 - **جهد الاختزال** :- مقدار ميل المادة نحو اكتساب الالكترونات

جهد الخلية :-

يسمى الجهد بين قطبي الخلية الكلفانية بجهد الخلية حيث يرمز له بالرمز (E_{cell}) لذا فأنه يساوي :-

تعني اختزال تعني اكسدة

$$E_{cell} = E_{OX} + E_{red}$$

or

$$E_{cell} = E_{anode} + E_{cathode}$$

ملاحظات

1. إن جهد الخلية يساوي جهد الأكسدة وجهد الاختزال حيث إن جهد الأكسدة يحدث في القطب الموجب (الانود) وجهد الاختزال يحدث في القطب السالب (الكاثود) لذلك يمكن التعبير جهد الخلية بـ

$$E_{cell} = E_{anode} + E_{cathode}$$

2 ـ أن جهد القياس يعبر عنه بالظروف القياسية عند $25\ C^0$ وتركيز واحد مولاري $(1\ M)$ حيث تكون جهود الأكسدة والاختزال قياسية أيضا عند نفس الظروف

$$E^0_{cell} = E^0_{anode} + E^0_{cathode}$$

3 ـ لكل عنصر له جهد اختزال قياسي = جهد تأكسد لكن بعكس الإشارة

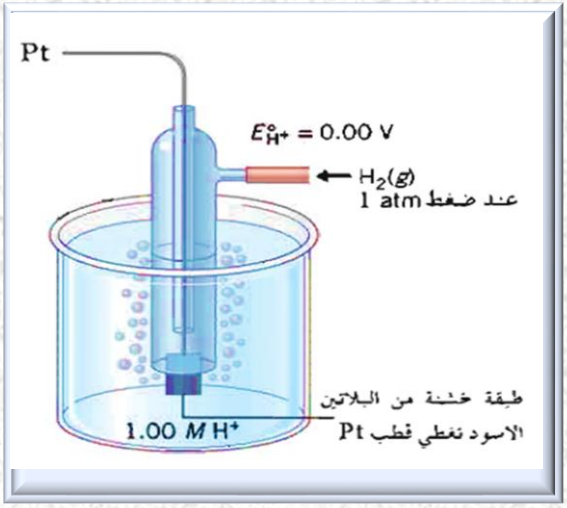
4 ـ تم الاتفاق على أعطاه قيم جهود الاختزال القياسية لجميع العناصر (تعطى في الأسئلة جهود اختزال فقط) حيث إن الأعلى جهد (الرقم الأكبر) يُنتخب كاثودا (الاختزال) والأقل جهد (الرقم الأصغر) يُنتخب انودا (الأكسدة) ويعكس اشارته

5 ـ وعند كتابة أو رسم الخلية القياسية يكون موقع الانود (يسارا) دائما وموقع الكاثود (يمينا) دائما

6 – لا يمكن عمل خلية من قطب واحد وقياس جهدها لذا لا بد من وجود قطب مرجع لقياس جهود الأقطاب الأخرى نسبة إليه لذا يمكن استخدام قطب الهيدروجين القياسي

قطب الهيدروجين القياسي

(ذو جهد قياسي معلوم) حيث تم اختباره لأنه عنصر نشاطه الكيميائي متوسط بين العناصر فيمكن استخدامه قطب أنود أو كاثود ، يتكون قطب الهيدروجين كما في الشكل (4−6) من أنبوبة زجاجية يمرر بها غاز (H_2) على شكل فقاعات بضغط $1\ atm$ وعند $25\ C^0$ يحتوي على ايونات $[H^+]$



مثل محلول HCl ويكون تركيزه (1 M) تحتوى الأنبوبة الزجاجية في أسفلها على قطعة من البلاتين مغطاة بطبقة خشنة من البلاتين الأسود متصلة بسلك من البلاتين ويستخدم عنصر(pt) لصنع هذا النوع من الأقطاب

جواب لأنه مادة صلبة لا تعاني تأكسدا واختزالا تحت الظروف التي يستخدم بها تقوم قطعة البلاتين بمهمتين

أ – توفير سطح للقطب

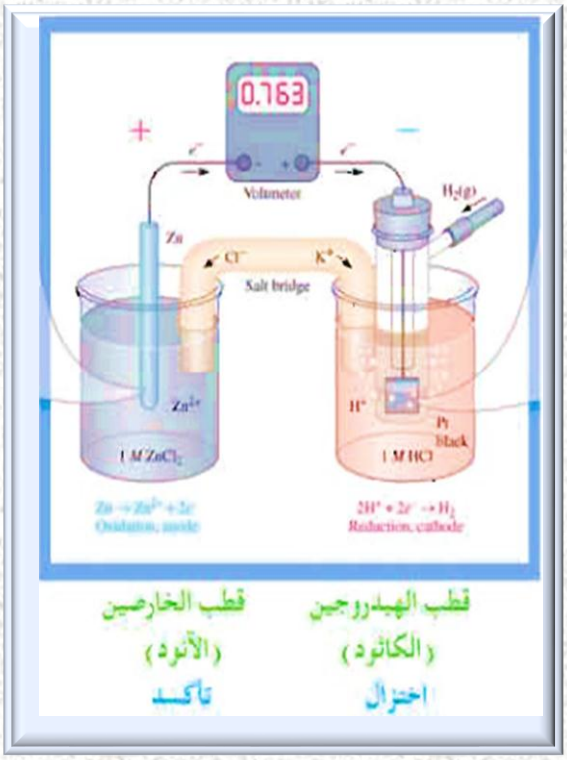
ب – توفير وسليه لحدوث توصيل كهربائي مع الدائرة الخارجية يرمز لقطب الهيدروجين القياسي بـ (SHE)(Standard Hydrogen Electrode وقد تم الاتفاق في الاتحاد الدولي للكيمياء الصرفة التطبيقية (IUPAC) على أن يكون جهده يساوي صفر فولت

$$E_{H_2} = 0.0\quad V$$

جهود الأقطاب القياسية :-

يمكن استخدام قطب H_2 لقياس الأقطاب الأخرى فعندما يربط قطب H_2 مع إي قطب أخر لعمل خلية سيكون جهد الخلية مساويا إلى مجموع الجهد القياسي للعنصر مضافا إليه جهد قطب H_2 وبما إن قيمة قطب H_2 يساوي صفر فعنى هذا إن الجهد القياسي لقطب العنصر سيساوي جهد الخلية نفسها وعلى هذا الأساس تم قياس جهود الاختزال القياسية لأقطاب جميع العناصر حيث تم ترتيبها في جدول جهود الاختزال القياسية ، لذا تعطى جهود الاختزال في السؤال [وعلى الطالب أو الطالبة أن تختار الجهد الأعلى ليكون اختزالا وجهد الأوطأ ونقلب إشارته ليكون جهد أكسدة] .

ولتوضيح عملية الجهود القياسية للأقطاب باستخدام قطب H_2 نأخذ على سبيل المثال خلية مكونة من قطب الخارصين كأنود وقطب الهيدروجين ككاثود والموضح في الشكل جانبا وعند قياس جهد الخلية القياسي



$$E_{cell} = E_{anode} + E_{cathode}$$

وجد إن قيمة E_{cell} تساوي $\boxed{+\ 0.763}$

وبما أن جهد H_2 = صفر

$$E_{cell} = E_{anode} + E_{cathode}$$

$$0.763 = \boxed{E_{anode}} + \boxed{0.0_{cathode}}$$

$$E_{anode} = +0.763 \quad V$$

لذا فان جهد الاختزال القياسي له $E = -\ 0.763$

اعداد وترتيب الأستاذ: حيدر يحيى علوان

الجدول 2-4 جهود الاختزال القياسية للعناصر معبراً عنها بوحدة الفولت (V) مقاسا عند درجة حرارة °C وتراكيز 1 M .

تزداد القوة كعامل مؤكسد ↑

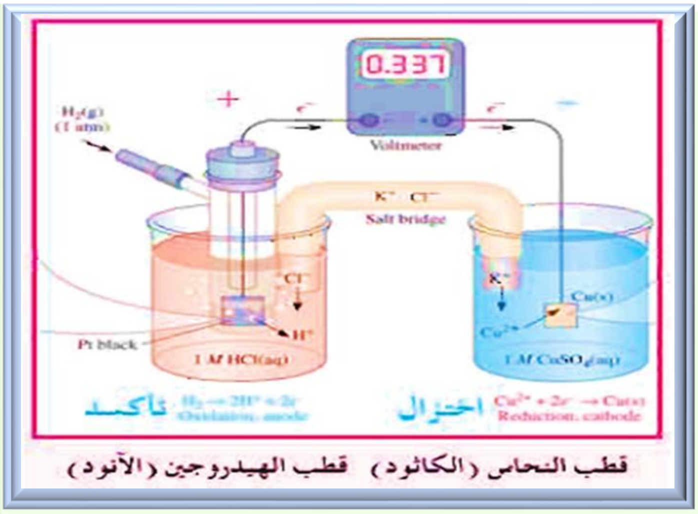
التفاعل	E° (V)
$F_{2(g)} + 2e^- \longrightarrow 2F^-_{(aq)}$	+2.87
$H_2O_{2(aq)} + 2H^+_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow 2H_2O$	+1.77
$Au^{3+}_{(aq)} + 3e^- \longrightarrow Au_{(s)}$	+1.50
$Cl_{2(g)} + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-_{(aq)}$	+ 1.36
$O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^- \longrightarrow 2H_2O$	+ 1.23
$Br_{2(l)} + 2e^- \longrightarrow 2Br^-_{(aq)}$	+ 1.07
$2Hg^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Hg^{2+}_{2(aq)}$	+ 0.92
$Hg^{2+}_{2(aq)} + 2e^- \longrightarrow 2Hg_{(l)}$	+ 0.85
$Ag^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow Ag_{(s)}$	+ 0.80
$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \longrightarrow Fe^{2+}_{(aq)}$	+ 0.77
$I_{2(s)} + 2e^- \longrightarrow 2I^-_{(aq)}$	+0.53
$O_{2(g)} + 2H_2O + 4e^- \longrightarrow 4OH^-_{(aq)}$	+ 0.40
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$	+ 0.34
$Sn^{4+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Sn^{2+}_{(aq)}$	+ 0.13
$2H^+_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)}$	0.00
$Pb^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Pb_{(s)}$	− 0.13
$Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Sn_{(s)}$	− 0.14
$Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Ni_{(s)}$	− 0.25
$Co^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Co_{(s)}$	− 0.28
$Cd^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Cd_{(s)}$	− 0.40
$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Fe_{(s)}$	− 0.44
$Cr^{3+}_{(aq)} + 3e^- \longrightarrow Cr_{(s)}$	− 0.74
$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Zn_{(s)}$	− 0.76
$2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$	− 0.83
$Mn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Mn_{(s)}$	− 1.18
$Al^{3+}_{(aq)} + 3e^- \longrightarrow Al_{(s)}$	− 1.66
$Be^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Be_{(s)}$	− 1.85
$Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Mg_{(s)}$	− 2.37
$Na^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow Na_{(s)}$	− 2.71
$Ca^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Ca_{(s)}$	− 2.87
$Ba^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Ba_{(s)}$	− 2.90
$K^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow K_{(s)}$	− 2.93
$Li^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow Li_{(s)}$	− 3.05

تزداد القوة كعامل مختزل ↓

تمرين (4 –4)

للخلية الموضحة في الشكل أدناه المكونة من قطب H_2 كأنود وقطب النحاس ككاثود ، احسب الجهد القياسي لقطب النحاس إذا علمت أن جهد الخلية الذي تمت قراءته في مقياس الجهد يساوي V 0.337+

الحل



نكتب العلاقة المهمة التي تعبر عن جهة الخلية

$$E_{cell} = E_{anode} + E_{cathode}$$

$$+0.337 = 0.0 + E_{cathode} \ ?$$

$$E_{cathode} = +0.337 \ V$$

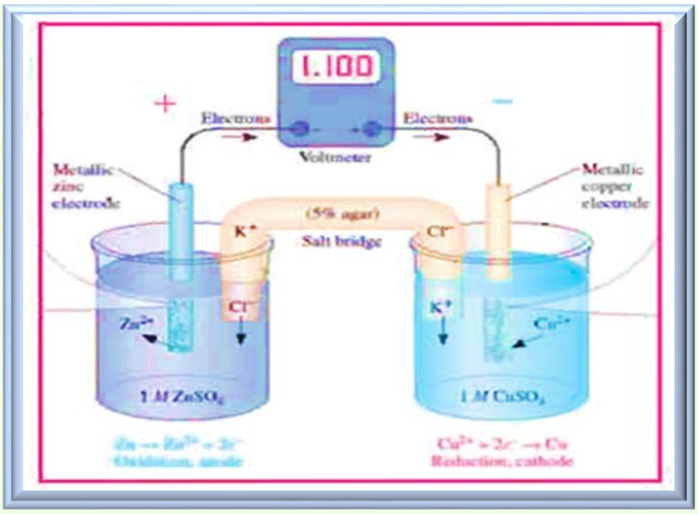
أي ان جهد الخلية القياسي يمثل جهد قطب النحاس لان القطب الاخر المربوط معه هو (SHE) .

مثال (4 –5)

اكتب تفاعلات نصفي خلية دانيال الموضحة في الشكل المجاور وتفاعلها العام واحسب جهد الخلية القياسي إذا علمت أن جهود الاختزال القياسية

اقل جهد $E_{Zn^{+2}/Zn} = -0.76 \ V$ و اعلى جهد $E_{Cu^{+2}/Cu} = +0.34 \ V$

الحل



ملاحظة :- نستخدم الرمز $E_{Cu^{+2}/Cu}$ لبيان أن الجهد القياسي هو جهد الاختزال

فعند النظر إلى قيم الاختزال القياسية يجب أن نختار قطب النحاس ككاثود لأنه يمتلك اعلى جهد اختزال قياسي وقطب الخارصين انودا لأنه يمتلك اقل جهد اختزال قياسي

$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + 2e^-$ $\quad E_{anode} = +0.76 \ V$

$Cu^{+2}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Cu$ $\quad E_{cathode} = 0.34 \ V$

لاحظ هنا تم عكس إشارة جهد اختزال Zn إلى جهد أكسدة لأننا استعملناه كأنود . ثم نحصل على التفاعل العام للخلية من حاصل جمع تفاعلات نصفي الخلية إذا كان عدد الالكترونات المفقودة تساوي عدد الالكترونات المكتسبة

التفاعل العام

$$Zn_{(s)} + Cu^{+2}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

$$E_{cell} = E_{anode} + E_{cathode}$$

$$E_{cell} = 0.76 + 0.34$$

$$E_{cell} = 1.10 \ V$$

تمرين (4 -5)

ما جهد الخلية القياسي للخلية تم عملها من قطب الكادميوم (cd) المغمور في محلول 1 M من نترات الكادميوم وقطب الكروم Cr المغمور في 1 M من نترات الكروم إذا علمت إن جهود الاختزال القياسية

$E_{Cr^{+3}/Cr} = -0.74 \quad V$ صغير $E_{cd^{+2}/cd} = -0.40 \quad V$ كبير

الحل

$3Cr^0 \longrightarrow 3Cr^{+2} + 6e^- \quad E^0 = +0.74$ الانود

$2cd^{+3} + 6e^- \longrightarrow 2cd^0 \quad E^0 = -0.40$ الكاثود

1- عند النظر إلى جهود الاختزال نلاحظ الاختزال الأعلى هو للكادميوم ذلك ننتخبه كاثودا إما الأوطأ هو الكروم ننتخبه أنودا

2- جهود الاختزال نلاحظ فيها اختلاف عدد تأكسد حيث إن (cd^{+2}) و (Cr^{+3}) وعند إجراء تفاعلات نصف الخلية تساوي عدد الالكترونات المفقودة والمكتسبة كما حدث أعلاه

$3Cr + 2cd^{+3} \longrightarrow 3Cr^{+2} + 2cd^0$

$E^0_{cell} = +0.74 - 0.40$

$E^0_{cell} = +0.34 \quad V$

تمرين (4 -6)

هل يمكن حدوث كل من التفاعلات التأكسد والاختزال الممثلة بالمعادلات التالية تحت الظروف القياسية بشكل تلقائي إذا علمت أن جهود الاختزال القياسية :- $E^0_{Fe^{+2}/Fe} = -0.44 \quad V$ و $E^0_{Ni^{+2}/Ni} = -0.25 \quad V$ و $E^0_{Co^{+2}/Co} = -0.28 \quad V$ و $E^0_{Au^{+3}/Au} = +1.50 \quad V$

1- $Ni + Co^{+2} \longrightarrow Ni^{+2} + Co$

2- $3Fe + 2Au^{+3} \longrightarrow 3Fe^{+2} + 2Au$

الحل

ملاحظة / نعتمد على المعادلة العامة للتفاعل بدون اللجوء الى جهود الاختزال عندما ترد هل في السؤال أي هنا في هذا التمرين يكون جهد النيكل أكسدة من خلال التفاعل العام لها والكوبلت اختزال

$Ni^0 \longrightarrow Ni^{+2} + 2e^- \quad E^0_{anode} = +0.25$

$Co^{+2} + 2e^- \longrightarrow Co^0 \quad E^0_{Cathode} = -0.28$

1- $Ni + Co^{+2} \longrightarrow Ni^{+2} + Co \quad E^0_{Cell} = -0.03$ غير تلقائي

بما أن جهد الخلية سالب لذا فالتفاعل لا يحدث بصورة تلقائية

$3Fe^0 \longrightarrow 3Fe^{+2} + 6e^- \quad E^0_{anode} = +0.44$

$2Au^{+3} + 6e^- \longrightarrow Au^0 \quad E^0_{Cathode} = +1.50$

2- $3Fe + 2Au^{+3} \longrightarrow 3Fe^{+2} + 2Au \quad E^0_{Cell} = +1.94 \quad V$ تلقائي

بما أن جهد الخلية بالموجب لذا فالتفاعل يحدث بصورة تلقائية

أنواع الأقطاب Types of Electrode

أولا :- قطب الفلز / ايون الفلز

وللتعبير عنه كتابيا :-

رمز الفلز | أيون الفلز (1 M) || أيون الفلز (1 M) | رمز الفلز

أنود — جسر ملحي — كاثود

ملاحظات :

1- نضع على جانب اليسار قطب أنود الذي يعاني أكسدة ويمثل بداية اليسار رمز الفلز بطور صلب ثم يوضع خط عمودي فاصل وبعدة يوضع رمز ايون الفلز بطور (aq)وبتركيز واحد مولاري

2 – توضع خطين عمودين || تمثل الحد الفاصل بين قطب الانود و الكاثود وهو عبارة عن جسر ملحي لعبور الايونات بين قطبي الخلية

3 – نضع قطب الكاثود الذي يعاني اختزال حيث نضع بالقرب من الجسر الملحي ايون المادة التي تعاني اختزالا وبتركيز واحد مولاري ثم خط فاصل بعدهما يوضع رمز العنصر الذي يعاني اختزالا وبطور الصلب

أنواع الأقطاب Types of Electrode

ثانيا :- القطب الغازي

وللتعبير عنه كتابيا :-

Pt | جزيئة الغاز 1 atm | أيون الغاز (1 M) || أيون الغاز (1 M) | جزيئة الغاز 1 atm | Pt

انود اكسدة — جسر ملحي — كاثود اختزالاً

ملاحظات :

1. يضخ غاز خلال أنبوبة زجاجية بضغط معين داخل محلول يحتوي على ايونات ذلك الغاز ولكون الغاز غير موصل يستخدم سلك من البلاتين يعمل كسطح موصل للكهرباء

2- يوضع دائما على اليسار جزيئة الغاز بضغط 1 atm وايونه بتركيز واحد مولاري للغاز الذي يعاني أكسدة ويمثل قطب أنود

3- يوضع دائما على اليمين جزيئة الغاز بضغط 1 atm وايونه بتركيز واحد مولاري للغاز الذي يعاني اختزالا ليمثل قطب الكاثود

اعداد :- حيدر يحيى علوان
المدرسة :- اعدادية الاندلس للبنين

أنواع الأقطاب Types of Electrode

ثالثا :- اقطاب التأكسد والاختزال

أو ما يعرف بالأقطاب المتعددة التكافؤ وللتعبير عنه كتابيا :-

Pt | ايون الفلز ذات التكافؤ الأقل (1 M) و ايون الفلز ذات التكافؤ الأكبر (1 M) || ايون الفلز ذات التكافؤ الأكبر (1 M) و ايون الفلز ذات التكافؤ الأقل (1 M) | Pt

1 atm   1 atm   1 atm   1 atm

انود   جسر ملحي   كاثود

ملاحظات :

1. تتكون من غمر سلك من البلاتين أو عمود من الكرافيت في محلول يحتوي على ايونات عنصر له حالتي تأكسد مختلفين
2. يوضع العنصر الذي يعاني أكسدة على اليسار بحيث يكون التكافؤ الأقل في بداية ثم التكافؤ الأكبر بحيث يكون التكافؤ الأكبر قريب من الجسر الملحي
3. ثم يوضع العنصر الذي يعاني اختزال على يمين بحيث يكون التكافؤ الأكبر دائما على الجسر الملحي ثم التكافؤ الأقل دائما على الطرف قرب سلك البلاتين

التعبير عن الخلايا الكلفانية كتابةً

ملاحظات حول جهد الخلايا والتعبير عنها كتابيا :

1. لو ظهر جهد الخلية (E_{cell}) كمية سالبة يعني الحل خطأ وسبب الخطأ هو في اختيار جهود الأقطاب أو يمكن القول بان هذا التفاعل لا يحدث بصورة تلقائية .
2. ولكي يكون الحل صحيحا يجب إن يكون التفاعل العام موزون كهربائيا وان يظهر جهد الخلية كمية موجبة .
3. يمكن إن يكون قطبي الخلية احدهما فلزي من النوع الأول وأخر فلزي متعدد التكافؤ من النوع الثالث ا وان يكون غازي من النوع الثاني .
4. أن جهد قطب الهيدروجين H_2 = صفر كما ذكر سابقا

سؤال خارجي : خلية كهر وكيميائية قياسية أقطابها من الذهب والحديد جد :-

١. عبر عنها كتابيا   ٢. اكتب تفاعلها العام   ٣. احسب E^0_{cell} لها علما أن جهود الاختزال القياسية

$E^0_{Fe^{+3}/Fe^{+2}} = +0.77\ V$ و $E^0_{Au^{+3}/Au} = +1.5\ V$

الفرع الأول (فلزي) لأنه تحول من ايون الى فلز   الفرع الثالث (متعدد) لأنه تحول من ايون اكبر تكافؤ الى اقل تكافؤ

حل السؤال الخارجي

1. نلاحظ أن هذه الخلية تتكون من قطبين من النوع الأول (الفلزي) وهو الذهب والأخر من النوع الثالث (فلزي متعدد التكافؤ) وهو الحديد

2. الجهد الأكبر هو للذهب لذلك يوضع كقطب كاثود يعاني اختزالا إما الجهد الأقل هو الحديد لذلك يوضع كقطب أنود يعاني أكسدة

$$Pt \mid Fe^{+2}(1M) \text{ و } Fe^{+3}(1M) \parallel Au^{+3}(1M) \mid Au$$

زيادة

أنود (أكسدة) — كاثود (اختزال)

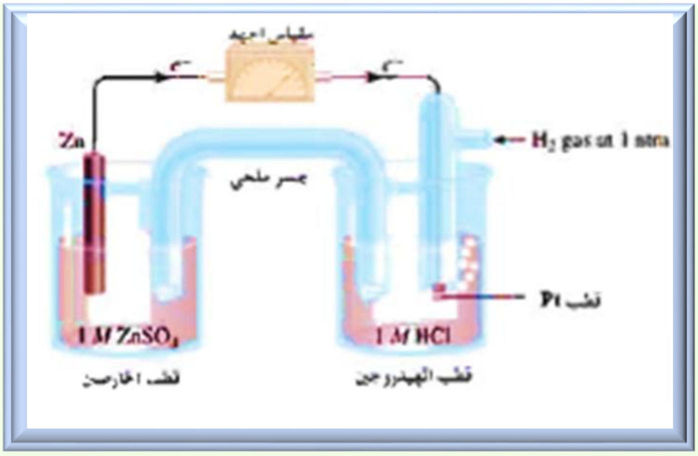
$$3Fe^{+2} \longrightarrow 3Fe^{+3} + 3e^- \qquad E^0_{anode} = -0.77$$

$$Au^{+3} + 3e^- \longrightarrow Au \qquad E^0_{cathode} = +1.50$$

$$3Fe^{+2} + Au^{+3} \longrightarrow 3Fe^{+3} + Au \qquad E^0_{cell} = +0.73$$

مثال (4 –6) عبر عن الخلية الموضح شكلها في الرسم المجاور كتابتا ثم اكتب تفاعلات نصفي الخلية وتفاعلها العام

الحل



$$Zn_{(S)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + 2e^-$$

تفاعل التأكسد عند الانود

$$2H^+_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)}$$

تفاعل الاختزال عند الكاثود

والتفاعل العام للخلية الناتج من حاصل جمع تفاعلي نصفي الخلية يكون كالاتي

$$Zn_{(S)} + 2H^+_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + H_{(g)}$$

ويعبر عن هذه الخلية كتابتا على الصورة التالية

$$Zn \mid Zn^{+2}(1M) \parallel H^+(1M) \mid H_2(1atm) \mid Pt$$

انود — القياسية — كاثود

تمرين (4 –7) التفاعل العام لخلية كلفانية هو الاتي $Cl_{2(g)} + 2Ag_{(S)} \longrightarrow 2H^-_{(aq)} + 2Ag^+_{(aq)}$ عبر عن الخلية كتابيا عند الظروف القياسية ثم بين تفاعلي التأكسد والاختزال

الحل

$$Ag \mid Ag^+(1M) \parallel Cl^-(1M) \mid Cl_2(1atm) \mid Pt$$

انود — كاثود

نصف تفاعل اختزال $Cl_{2(g)} + +2e^- \longrightarrow 2Cl^-_{(aq)}$

نصف تفاعل تأكسد $2Ag_{(S)} \longrightarrow 2Ag^+_{(aq)} + 2e^-$

العلاقة بين جهد الخلية E_{Cell} وطاقة كبس الحرة القياسية $\triangle G^0$ وثابت الاتزان K_{eq}

ان الخلايا الكلفانية تحول الطاقة الكيميائية الى طاقة كهربائية لا نجاز شغل

الطاقة الكهربائية (J) = جهد الخلية (V) X الشحنة الكلية (C)

$$1J = 1V * 1C$$

حيث ان الشحنة الكهربائية(C) المارة في الخلية = عدد المولات الالكترونات (n) * الشحنة الكلية لمول واحد من الالكترونات تسمى (بالفارادي)

$$C = n * F$$

شحنة الكهربائية ← C ، F → فارادي

هذا مسلسل الاشتقاق

الفارادي (F) = شحنة (e^-) × عدد افوكادرو (N_A) وقيمة عدد افوكادرو

$N_A = 6.023\times10^{23}$ mol^{-1} شحنة الالكترون = 1.6×10^{-19} C

$$F = 6.023\times10^{23}\ mol^{-1} \times 1.6\times10^{-19}\ C = 96478\ C/mol\ .\ e^-$$

وتقرب هذه القيمة الى $96500\ C/mol$ في الحسابات الكيميائية لسهولة الحسابات لذا فالطاقة تساوي

بوحدة J = الشحنة الكلية (nF) X جهد الخلية (E_{Cell}) ان الطاقة الكهربائية الناتجة من الخلايا الكلفانية

(nFE_{Cell}) تساوي عكس اشارة طاقة كبس الحرة($\triangle G$) طاقة كبس وعليه

عند ظروف غير قياسية اي ان تركيز لا يساوي 1M

$$\triangle G = -nFE_{Cell}$$

هنا الحلقة الأخيرة من المسلسل

اما الطاقة القياسية فهي محسوبة بالظروف القياسية اي عند تركيز 1M=

$$\triangle G^{0} = -nF\ E^{0}_{Cell} \cdots\cdots\cdots (1)$$

(0) تعني ظروف قياسية

نحن نعرف سابقا العلاقة بين طاقة كبس الحرة القياسية وثابت الاتزان في فصل الاتزان الكيميائي

$$\triangle G^0 = -RT\ \ell n\ K_{eq} \cdots\cdots (2)$$

في فصل الاتزان الكيميائي

وبالتعويض عن قيمة ΔG^0 من المعادلة (2) في المعادلة رقم (1) نحصل على:-

$$-nF \quad E^0_{Cell} = -RT \quad \ell n\ K_{eq}$$

وبإعادة ترتيب المعادلة نجد ان :-

$$E^0_{Cell} = \frac{RT}{nF} \quad \ell n\ K_{eq}$$

ويمكن تبسيط المعادلة بالتعويض عن قيمة درجة الحرارة:- كلفن K 298 =25+273

وقيمة R=8.314 J/K.mole و F=96500 C/mole

وبتبسيط العلاقة نحصل على :-

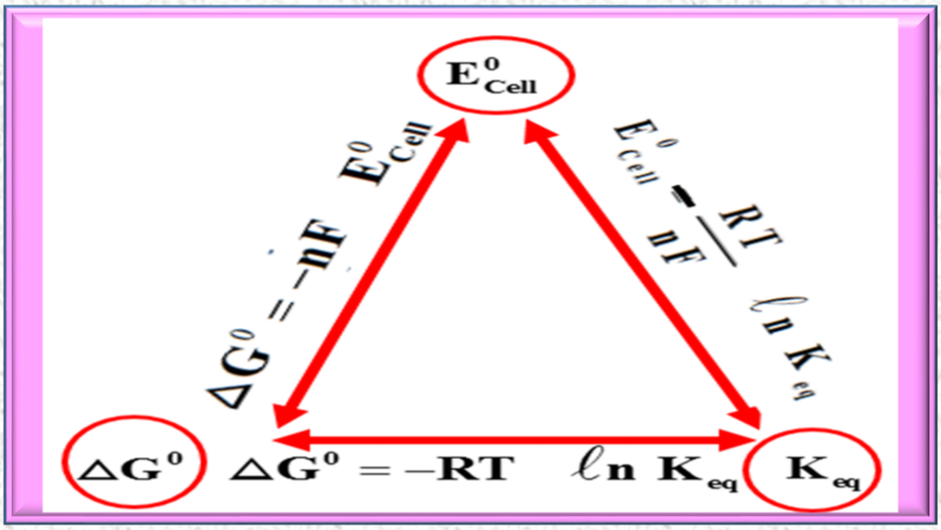
$$E^0_{Cell} = \frac{8.314 * 298}{n * 96500}$$

حيث ان n :- هي عدد المولات من الالكترونات التي تشترك في تفاعل التأكسد والاختزال والتي يتم حذفها عند جمع تفاعلي نصفي الخلية لا يجاد التفاعل العام

$$E^0_{Cell} = \frac{0.026}{n}$$

العلاقة بين الطاقة الحرة القياسية ΔG^0 وجهد الخلية القياسي E^0_{Cell} وثابت الاتزان K_{eq}

ΔG^0	K_{eq}	E^0_{Cell}	التفاعل تحت الظروف القياسية
(-) سالبة	$K_{eq} > 1$	(+) موجبة	يفضل تكوين نتائج
صفر	$K_{eq} = 1$	صفر	النواتج = المتفاعلات
(+)موجبة	$K_{eq} < 1$	(-) سالبة	يفضل تكوين المتفاعلات



رحلة التفوق في السادس
عطاءٌ بلا حدود

مثال (4 −7)

خلية كلفانية قياسية تفاعلها العام كالاتي :

$$2Ag^{+}_{(aq)} + Pb_{(S)} \longrightarrow 2Ag_{(S)} + Pb^{+2}_{(aq)}$$

احسب قيمة ΔG وثابت الاتزان K_{eq} عند درجة حرارة 25 C علما ان جهود الاختزال القياسية

$E_{Ag^{+}/Ag} = +0.80\ V$ و $E_{Pb^{+2}/Pb} = -0.13\ V$

الحل

نكتب تفاعلات نصفي الخلية عند الانود (تأكسد) والكاثود (الاختزال)

$$Pb_{(S)} \longrightarrow Pb^{+2}_{(aq)} + 2e^{-} \qquad E_{Pb^{+2}/Pb} = +0.13\ V$$

$$2Ag^{+}_{(aq)} + 2e^{-} \longrightarrow 2Ag_{(S)} \qquad E_{Ag^{+}/Ag} = +0.80\ V$$

بالجمع نحصل على التفاعل العام للخلية

$$2Ag^{+}_{(aq)} + Pb_{(S)} \longrightarrow 2Ag_{(S)} + Pb^{+2}_{(aq)}$$

ويمكن حساب جهد الخلية القياسي E_{cell}

$$E_{cell} = E_{anode} + E_{cathode}$$

$$E_{cell} = +0.13 + 0.80$$

$$E_{cell} = +0.93\ V$$

نحسب قيمة ΔG من خلال علاقتها مع جهد الخلية القياسي E_{cell}

$$\Delta G = -nFE_{Cell} = -2 \times 96500\ (C/mol) \times 0.93\ V$$

$$\Delta G = -181420\ j/mol$$

ولحساب ثابت الاتزان K_{eq} نستخدم العلاقة الاتية :

$$E_{Cell} = \frac{RT}{nF}\ \ell n\ K_{eq}$$

ولكون التفاعل يحدث عند درجة حرارة 25 C (298 K) وقيمة n=2 لان عدد الالكترونات المحذوفة من طرفي تفاعلات نصفي الخلية تساوي 2 تكون العلاقة كالاتي :

$$+0.93 = \frac{0.026\ V}{2}\ \ell n\ K_{eq}$$

وبحل المعادلة نحصل على قيمة K_{eq}

$$K_{eq} = 1.17 \times 10^{-31}$$

رحلة التفوق في السادس @

تمرين (4 −9)

احسب التغير في طاقة كبس الحرة القياسية لتفاعل الخلية لتفاعل خلية القياسي الاتي :− عند درجة حرارة $25\ C^0$

$3Hg_{2(aq)}^{+2} + 2Cr_{(S)} \longrightarrow 6Hg_{(\ell)} + 2Cr_{(aq)}^{+3}$ اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية

$E^0_{Cr^{+3}/Cr} = +0.74\ V$ اوطأ جهد ننتخبه انود (اكسدة) $E^0_{Hg_2^{+2}/Hg} = +0.85\ V$ اعلى جهد ننتخبه كاثود (تأكسد)

الحل

ملاحظة :- نكتب تفاعلات نصف الخلية عند الانود (تأكسد) و الكاثود (اختزال)

$$2Cr_{(S)} \longrightarrow 2Cr^{+3}_{(aq)} + 6e \qquad E^0_{anode} = +0.74\ V$$

$$3Hg_{2(aq)}^{+2} + 6e \longrightarrow 6Hg_{(\ell)} \qquad E^0_{cathode} = +0.85\ V$$

$$2Cr_{(S)} + 3Hg_{2(aq)}^{+2} \longrightarrow 2Cr^{+3}_{(aq)} + 6Hg_{(\ell)} \qquad E^0_{Cell} = \boxed{1.59}\ V$$

$$\Delta G^0 = -nF\ E^0_{Cell}$$

$$\Delta G^0 = -6 \times 96500 \times 1.59$$

$$\Delta G^0 = -920610\ \ J/mol$$

تمرين (4 −10)

التفاعل الخلية القياسي عند درجة حرارة $25\ C^0$ اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية

$2Fe^{+3}_{(aq)} + 2I^-_{(aq)} \longrightarrow 2Fe^{+2}_{(aq)} + I_{2(S)}$ $E_{I_2/I^-} = +0.53\ V$ $E_{Fe^{+3}/Fe^{+2}} = +0.77\ V$ احسب

(ا) جهد الخلية القياسي (ب) طاقة كبس الحرة القياسية (ج) ثابت الاتزان

الحل

(أ)

$$2I^- \longrightarrow I_2 + 2e \qquad E^0_{anode} = -0.53\ V$$

$$2Fe^{+3} + 2e \longrightarrow 2Fe^{+2} \qquad E^0_{cathode} = 0.77\ V$$

$$E^0_{Cell} = -0.53 + 0.77 \qquad \boxed{E^0_{Cell} = +0.24\ V}$$

(ب)

$$\Delta G^0 = -nF\ \ E^0$$

$$\Delta G^0 = -2 \times 96500 \times 0.24$$

$$\Delta G^0 = -46320\ \ J/mol$$

(ج) ثابت الاتزان

$$E^0_{Cell} = \frac{RT}{nF}\ell n\ K_{(eq)}$$

$$0.24 = \frac{0.026}{2}\ell n\ K_{(eq)}$$

$$\ell n\ K_{(eq)} = \frac{0.48}{0.026}$$

$$\ell n\ K_{(eq)} = 18.5$$

$$K_{(eq)} = \ell n^{-1} 18.5$$

$$K_{(eq)} = 1\times10^{8}$$

معلومة في السؤال

$$\ell n\ 1\times10^{+8} = 18.5$$

$$1\times10^{+8} = \ell n^{-1} 18.5$$

اعتماد جهد الخلية على التركيز (معادلة نيرنست)

ان تفاعلات التأكسد والاختزال التي تكون فيها المواد المتفاعلة والناتجة للأقطاب في حالتها القياسية وان تركيزها المولاري يساوي الواحد الصحيح (1M)ولكننا نحتاج في كثير من الاحيان الى التعامل مع تراكيز تختلف عن (1M) لذا من الضروري ايجاد علاقة ترتبط بين جهد الخلية E^0_{Cell} القياسي مع جهد الخلية الغير قياسي E_{Cell} ولأجل اشتقاقها نتبع ما يلي لقد تعرفنا في الاتزان الكيميائي على علاقة تربط الطاقة الحرة القياسية ΔG^0 مع الغير قياسية ΔG وهي :

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT\ell n\ Q \cdots\cdots\cdots (1)$$

ومن علاقة بين الطاقة الحرة القياسية وغير القياسية مع جهد الخلية

القياسية

$$\Delta G^0 = -\ nF\ \ E^0_{Cell}\ \text{جهد الخلية القياسي} \cdots\cdots\cdots (2)$$

الغير القياسية

$$\Delta G = -\ nF\ \ E_{Cell}\ \text{جهد الخلية الغير القياسي} \cdots\cdots\cdots (3)$$

وبالتعويض عن قيم ΔG^0 و ΔG من المعادلة (2) و (3) في المعادلة (1) نحصل على :-

$$-\ nF\ E_{Cell} = -\ nF\ E^0_{Cell} + RT\ell n\ Q \cdots\cdots\cdots (4)$$

وبقسمة المعادلة (4) على (‎−nF) نحصل على معادلة نيرنست

$$E_{Cell} = E^0_{Cell} - \frac{RT}{nF}\ell n\ Q$$

معادلة نيرنست تربط جهد الخلية القياسي مع جهد الخلية الغير قياسي

$$E_{Cell} = E^0_{Cell} - \frac{0.026}{n} \ell n\ Q$$

لان $\frac{RT}{F} = 0.026\ \ V$

ملاحظات

1- يحسب جهد الخلية القياسي E^0_{Cell} من جهود الاختزال ولأكسدة القياسية للاقطابها

2- ان جهد الخلية القياسي محسوب بالظروف القياسي وهي ان يكون تركيز كلا قطبيهما يساوي واحد مولاري

3- نستخدم معادلة نيرنست فقط عندما يكون تفاعل الخلية عند درجة حرارة $25\ C^0$ اي $298\ K^0$

4- المقصود Q وهي حاصل الايونات الناتجة على المتفاعلة

الايونات فقط (aq) ولا يدخل فيها الطور الصلب او السائل او الغازي $Q = \frac{[\text{الايونات الناتجة}]}{[\text{الايونات المتفاعلة}]}$

5- عندما تكون تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة بحالتها القياسية اي (1M) واحد مولاري تصبح Q مساوية الى الواحد الصحيح وقيمة صفرا = $\ell n\ 1$ فتصبح $E_{Cell} = E^0_{Cell}$

اعداد وترتيب الأستاذ حيدر يحيى علوان

مثال (4 -8)

احسب جهد الخلية E_{Cell} عند درجة حرارة 25 C للخلية التي تفاعلها العام $2Ag^{+}_{(aq)} + Cu_{(S)} \longrightarrow 2Ag_{(S)} + Cu^{+2}_{(aq)}$ اذا علمت ان تراكيز الايونات $[Cu^{+2}] = 0.01\ M$ و $[Ag^{+}] = 0.01\ M$ وجهود الاختزال القياسية $E^0_{Cu^{+2}/Cu} = +0.34\ V$ ، $E^0_{Ag^{+}/Ag} = +0.80\ V$

الحل

- بما ان جهد الخلية E_{Cell} لا توجد علامة E^0 التي تعني قياسية اذا جهد هذه الخلية غير قياسي وهو واضح من خلال تراكيز الايونات لا تساوي واحد مولاري
- دائما نحسب جهد الخلية القياسي من جهود الاكسدة والاختزال والتي هي دائما تعتبر قياسية من خلال صيغة السؤال والتي يعطي فيها جهود الاختزال القياسية
- بعد ما نحسب جهد الخلية القياسي من جهود الاختزال والاكسدة نحسب جهد الخلية الغير قياسي باستخدام معادلة نيرنست
- من التفاعل العام وكذلك من جهود الاختزال نختار من هو اكسدة ونضعه في الانود وكذلك الاختزال ونضعه في الكاثود

زيادة في العدد التأكسدي (اكسدة)

$$Cu^0 \longrightarrow Cu^{+2} + 2e^- \qquad E^0_{anode} = -0.34\ V$$

نقصان في العدد التأكسدي (اختزال)

$$2Ag^{+} + 2e^- \longrightarrow 2Ag^0 \qquad E^0_{cathode} = 0.80\ V$$

$$2Ag^{+}_{(aq)} + Cu_{(S)} \longrightarrow 2Ag_{(S)} + Cu^{+2}_{(aq)}$$

$$E^0_{Cell} = -0.34 + 0.80 \qquad E^0_{Cell} = 0.46\ V$$

وباستخدام معادلة نيرنست نحسب E_{Cell}

فقط الايونات ، قياسية ، غير قياسية

$$E_{Cell} = E^0_{Cell} - \frac{0.026\ V}{n} \ln \frac{[Cu^{+2}]}{[Ag^{+}]^2}$$

$$E_{Cell} = 0.46 - \frac{0.026}{2} \ln \frac{[0.01]}{[0.01]^2}$$

$$E_{Cell} = 0.46 - 0.013 \ln \frac{0.01}{0.0001}$$

$$E_{Cell} = 0.46 - 0.013\ \ln\ 100$$

علما ان : $\ln 100 = 4.6$

$$E_{Cell} = 0.46 - 0.013 \times 4.6$$

الاولية للضرب دائما

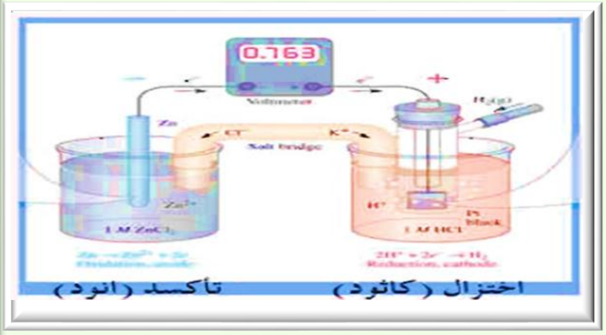
$$E_{Cell} = 0.46 - 0.06$$

$$E_{Cell} = 0.4\ V$$

تمرين (4 –11)

باستخدام الخلية الكلفانية الموضحة في الشكل المجاور في تجربة وجد ان E_{Cell} الغير قياسية تساوي 0.73 V عند 25 C افترض ان $[Zn^{+2}] = 0.1$ وضغط غاز الهيدروجين 1atm احسب التركيز المولاري لأيون $[H^+]$ اذا علمت $E^0_{Zn^{+2}/Zn} = -0.76$ V

الحل



معلومة مهمة جدا حفظ

∵ جهد اختزال الخارصين بالسالب

∴ جهد اختزال H_2 = صفر اعلى من جهد Zn = −0.76

لذلك ننتخب الهيدروجين H_2 كاثودا يعاني اختزال

وننتخب الخارصين Zn انودا يعاني اكسدة

$$Zn^0 \longrightarrow Zn^{+2} + 2e \qquad E^0_{anode} = +0.76\ V$$

$$2H^+ + 2e \longrightarrow H_2 \qquad E^0_{cathode} = 0.0\ V$$

$$Zn_{(S)} + 2H^+_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + H_{2(g)} \qquad E^0_{Cell} = +0.76\ V$$

- E = 0.73 V الغير قياسية معلومة في السؤال
- E^0 نستخرجها من جهد (الاكسدة + جهد الاختزال) القياسية
- اذن نستخدم معادلة نيرنست لاستخراج $[H^+]$

$$E_{Cell} = E^0_{Cell} - \frac{0.026}{2} \ln \frac{[Zn^{+2}]}{[H^+]^2}$$

$$0.73 = 0.76 \boxed{-0.013} \ln \frac{0.1}{[H^+]^2}$$

$$0.73 - 0.76 = -0.013 \ln \frac{0.1}{[H^+]^2} \Rightarrow -0.03 = -0.013 \ln \frac{0.1}{[H^+]^2}$$

$$\frac{-0.030}{-0.013} = \ln \frac{0.1}{[H^+]^2} \Rightarrow 2.3 = \ln \frac{0.1}{[H^+]^2}$$

معلومة مهمة جدا

$\ln 10 = 2.3$

$10 = \ln^{-1} 2.3$

$$\ln^{-1} 2.3 = \frac{0.1}{[H^+]^2} \Rightarrow 10 = \frac{0.1}{[H^+]^2} \Rightarrow [H^+]^2 = \frac{0.1}{10}$$

$$[H^+]^2 = \frac{1}{100} \Rightarrow [H^+]^2 = 0.01 \ \sqrt{\ }$$

$$[H^+] = 0.1\ M$$

تمرين (4 –12)

احسب E^0_{Cell} E_{Cell} ΔG للخلية الاتية

$$Mg \mid \underset{(0.05)M}{Mg^{+2}} \parallel \underset{(0.04)M}{Sn^{+2}} \mid Sn$$

اذا علمت ان جهود الاختزال $E_{Sn^{+2}/Sn} = -0.14\ V$ $E_{Mg^{+2}/Mg} = -2.37\ V$

الحل

نجد اولا E^0_{Cell} من جهود الاختزال بحيث نتخب الاعلى جهد وهو 0.14 – ليكون جهد اختزال او من معرفة كتابة الخلية حيث ان على اليمين يمثل الكاثود والذي على اليسار يمثل انود اكسدة

زيادة

$$Mg^0 \longrightarrow Mg^{+2} + 2e^- \qquad E^0_{anode} = +2.37\ V$$

نقصان

$$Sn^{+2} + 2e^- \longrightarrow Sn^0 \qquad E^0_{cathode} = -0.14\ V$$

$$\underset{(S)}{Mg} + \underset{(aq)}{Sn^{+2}} \longrightarrow \underset{(aq)}{Mg^{+2}} + \underset{(S)}{Sn} \qquad E^0_{Cell} = 2.23\ V$$

ولإيجاد E_{Cell} الغير قياسية نطبق معادلة نيرنست

الايونات الناتجة

$$E_{Cell} = E^0_{Cell} - \frac{0.026}{2}\ \ell n \frac{[Mg^{+2}]}{[Sn^{+2}]}$$

الايونات المتفاعلة

$$E_{Cell} = 2.23 - \frac{0.026}{2}\ \ell n \frac{0.05}{0.04}$$

$$E_{Cell} = 2.23 - 0.013\ \ell n\ 1.25 \qquad (\ell n\ 1.25 = 0.223)$$

$$E_{Cell} = 2.23 - 0.013 \times 0.223$$

$$E_{Cell} = 2.230 - 0.003$$

$$E_{Cell} = 2.227\ V$$

$$\Delta G = -\ n\ E_{Cell}$$

$$\Delta G = -\ 2 \times 96500 \times 2.227$$

$$\Delta G = -\ 429811\ J/mol$$

رحلة التفوق في السادس @

ملاحظات بخصوص بعض التساؤلات في الخلايا الكلفانية

احيانا تأتي اسئلة تتضمن التساؤلات التالية

١- يعطى لنا تفاعل عام عن الخلية ويسأل هل التفاعل تلقائي ام غير تلقائي ، كما في تمرين (4 – 6)

٢- يعطى لنا قطب معين ويسال بإمكان لهذا القطب ان يذيب عنصر (يذيب يعني يؤكسد)

٣- او يعطي لنا قطب معين ويسال هل بإمكان لهذا القطب ان يرسب (يرسب يعني يختزل) عنصر معين

٤- او يسال هل بإمكان لهذا القطب ان يحرر غاز مثلا (Cl_2 او H_2) وللإجابة عن كل هذه الاسئلة :-

نعمل ما هو مطلوب حتى لوكان خطأ بحيث لو قال لنا هل بإمكان لعنصر الذهب ان يختزل (يرسب) ايونات النيكل عند الاجابة نجعل ايونات النيكل تعاني اختزالا (ترسيب) وقطب الذهب يعاني اكسدة ويحسب جهد الخلية القياسي فلو ظهر كمية سالبة فالإجابة عن هذا السؤال لا يمكن حصول التفاعل اما اذا ظهر جهد الخلية كمية موجبة فالتفاعل يحدث ، وعند الاذابة (اكسدة) نعمل ما هو مطلوب لو ظهر الجهد الخلية كمية سالبة لا يحدث اما لو ظهر كمية موجبة فان التفاعل يحدث وكذلك عند تحرير الغازات نحسب E^0_{Cell} فان ظهرت (سالبة) لا يتحرر الغاز اما اذا ظهر (موجب) فان الغاز يتحرر وبعض الاسئلة يراد حفظ محلول في احد الوعاءان للإجابة عن هذا التساؤل نجعل المحلول يعاني اختزالا وأحد الوعاءان نجعله يعاني اكسدة وبهما نحسب جهد الخلية E^0_{Cell} اذا كان موجب يعني يحصل تفاعل لا يمكن حفظ المحلول فيه اما اذا كان سالب لا يحصل تفاعل يمكن الحفظ ثم نأخذ نفس المحلول يعاني اختزالا مع الوعاء الاخر ليعاني اكسدة ونحسب جهد الخلية وكما مر سابقا

تمرين (4 – 8)

هل بإمكان HCl اذابة فلز الفضة الموجود في محلول يحتوي على ايون الفضة Ag^+ بتركيز 1M للخلية الأتية

$$Ag \mid \underset{1M}{Ag^+} \parallel \underset{1M}{H^+} \mid \underset{1atm}{H_2} \mid Pt$$

(معلومة:– يقصد بذوبان الفلز في المحلول هي حدوث التفاعل بشكل تلقائي) علما ان جهد الاختزال القياسي للفضة

$E^0_{Ag^+/Ag} = +0.80 \ V$

الحل

التفاعل المكتوب على اليسار هو تفاعل عند الانود (تأكسد)

والتفاعل المكتوب على اليمين هو تفاعل عند الكاثود (اختزال)

$$2Ag \longrightarrow 2Ag^+ + \cancel{2e} \qquad E^0_{anode} = -0.80 \ V$$

$$2H^+ + \cancel{2e} \longrightarrow H_2 \qquad E^0_{cathode} = 0.00 \ V$$

$$2\underset{(S)}{Ag} + 2\underset{(aq)}{H^+} \longrightarrow 2\underset{(aq)}{Ag^+} + \underset{(g)}{H_2} \qquad E^0_{Cell} = -0.80 \ V$$

ان قيمة جهد الخلية سالبة فالتفاعل غير تلقائي اي لا يمكن اذابة فلز الفضة في مثل تلك الخلية

سؤال خارجي

هل بإمكان قطب قياسي للكلور ان يذيب (يؤكسد) الحديد ولماذا ؟ علما ان جهد الاختزال القياسي لـ $E^0_{Cl_2/Cl^-} = 1.36\ V$ $E^0_{Fe^{+2}/Fe} = -0.44\ V$

الحل

نجعل عنصر الحديد قطب انود يعاني اكسدة (اي اذابة كما طلب في السؤال) وبذلك يكون الكلور قطب كاثود يعاني اختزال لأنه عامل مؤكسد

$Fe \longrightarrow Fe^{+2} + 2e$ $\quad E^0_{anode} = +0.44\ V$

$Cl_2^0 + 2e \longrightarrow 2Cl^-$ $\quad E^0_{cathode} = +1.36\ V$

$E^0_{Cell} = +0.44\ V + 1.36 \Rightarrow E^0_{Cell} = 1.80$

بما ان جهد الخلية موجب اذن يحصل تفاعل

نعم بإمكان قطب الكلور ان يذيب الحديد اي يؤكسده

سؤال خارجي

هل بإمكان قطب قياسي للخارصين ان يحرر غاز Cl_2 ولماذا ؟ علما ان جهد الاختزال القياسي لـ $E^0_{Cl^0/Cl^{-1}} = 1.36\ V$ $E^0_{Zn^{+2}/Zn^0} = -0.76\ V$

الحل

ملاحظة مهمة جدا

$2H^+ + 2e \longrightarrow H_2^0 \uparrow$ (نقصان — يحرر غاز)

لا جل ان نحرر غاز H_2 يمرر ضمن تفاعل اختزال

$2Cl^- \longrightarrow Cl_2^0 + 2e$ (زيادة)

لا جل ان نحرر غازي Cl_2, O_2 يمرر ضمن تفاعل اكسدة

$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e$ $\quad E^0_{anode} = -1.36\ V$

$Zn^{+2} + 2e \longrightarrow Zn$ $\quad E^0_{cathode} = -0.76\ V$

ملاحظة : عند الإجابة عن **هل** امشي على كلامه مو على جهود

$E^0_{Cell} = -1.36 + (-0.76) \Rightarrow E^0_{Cell} = \boxed{-2.12}$

بما ان جهد الخلية بالسالب اذن لا يحدث تفاعل اي ليس بإمكان لقطب Zn القياسي ان يحرر غاز Cl_2 لان قطب Zn جهد اختزاله أوطأ من جهد اختزال الكلور القياسي

سؤال (4 – 12) بين ايهما يحرر الهيدروجين الالمنيوم ام الذهب عند تفاعلهما مع الحوامض المخففة اذا علمت ان الجهود القياسية $E^0_{Al^{+3}/Al} = -1.66 \ V$ $E^0_{Au^{+3}/Au} = +1.50 \ V$

الحل لكي يتحرر غاز H_2 يجب ان يمرر كتفاعل اختزال اي عند الكاثود وعند النظر الى جهود الاختزال لكل من الالمنيوم والذهب يجب ان نأخذ اقل جهد اختزال لكي يصبح اكبر جهد اكسدة وبهذا يكون الالمنيوم هو المرشح

زيادة اكسدة

$$2Al^0 \longrightarrow 2Al^{+3} + 6e^- \qquad E^0_{anode} = +1.66 \ V$$

نقصان (اختزال)

$$6H^+ + 6e^- \longrightarrow 3H_2^0 \qquad E^0_{cathode} = 0.00 \ V$$

$E^0_{Cell} = +1.66 \ V$ وبهذا يكون جهد الخلية موجب

اذن الالمنيوم هو الذي يحرر غاز H_2 اما الذهب يكون جهدة الخلية بالسالب ويمكن ام نجرب الذهب ليكون جهد الخلية بالسلب

سؤال (4 – 13) هل يجري تفاعل الخلية التالية المعبر عنها ادناه تلقائيا ؟ علما ان جهد الاختزال القياسي لـ $E^0_{Fe^{+3}/Fe^{+2}} = +0.77 \ V$ $E^0_{Br_2/Br^-} = +1.07 \ V$

الحل

$$Pt \mid \underset{(1M)}{Fe^{+2}} , \underset{(1M)}{Fe^{+3}} \parallel \underset{(1M)}{Br^-} \mid \underset{1atm}{Br_2} \mid Pt$$

انود (اكسدة)   كاثود (اختزال)

$$2Fe^{+2} \longrightarrow 2Fe^{+3} + 2e^- \qquad E^0_{anode} = -0.77 \ V$$

$$Br_2 + 2e^- \longrightarrow 2Br^- \qquad E^0_{cathode} = +1.07 \ V$$

$$E^0_{Cell} = -0.77 + 1.07 \Rightarrow E^0_{Cell} = \boxed{+0.30} \ V$$

بما ان جهد الخلية بالموجب
اذن يجري تفاعل الخلية بشكل تلقائي

اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

سؤال (4 – 16) هل يمكن حفظ محلول ملح الطعام في اناء من النحاس ؟ علما ان جهود الاختزال القياسية هي :- $E^0_{Cu^{+2}/Cu} = +0.34 \quad V$ $\quad E^0_{Na^{+}/Na} = -2.70 \quad V$

الحل

◆ دائما عند طلب حفظ مادة في اناء من اي عنصر نجعل دائما ذلك الاناء اكسدة فاذا حصل التفاعل يكون جهد الخلية موجب فلا يمكن الحفظ والعكس يمكن الحفظ

◆ دائما نأخذ الجزء الموجب في المحلول وهنا في هذا السؤال هو الصوديوم يكون **اختزالا**

$$Cu \longrightarrow Cu^{+2} + 2e^- \qquad E^0_{anode} = -0.34 \quad V$$

$$2Na^{+} + 2e^- \longrightarrow 2Na \qquad E^0_{cathode} = -2.70 \quad V$$

$$E^0_{Cell} = -0.34 + (-2.70)$$

$$E^0_{Cell} = -3.04 \quad V$$

وبما ان اشارة E^0_{Cell} سالبة (−) لا يحصل تفاعل بين اناء النحاس ومحلول ملح الطعام لذلك يصلح لحفظ ذلك المحلول يعني بإمكانك طبخ جدر المركة بجدر من النحاس

سؤال (4 – 17) هل يمكن حفظ محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$ في اناء من النيكل ام لا يمكن ذلك ؟ بين ذلك مع ذكر السبب ؟ علما ان جهود الاختزال القياسية $E^0_{Cu^{+2}/Cu} = +0.34 \quad V$ $\quad E^0_{Ni^{+2}/Ni} = -0.24 \quad V$

الحل

هنا الاناء هو فلز النيكل لذلك نجعله انودا يعاني (اكسدة)

والايون الموجب في المحلول وهو النحاس نجعله كاثود يعاني (اختزال)

$$Ni \longrightarrow Ni^{+2} + 2e^- \qquad E^0_{anode} = 0.24 \quad V$$

$$Cu^{+2} + 2e^- \longrightarrow Cu \qquad E^0_{cathode} = 0.34 \quad V$$

$$E^0_{Cell} = 0.24 + 0.34$$

$$E^0_{Cell} = \boxed{+0.58} \quad V$$

بما ان اشارة E^0_{Cell} موجبة (+)

اذن يحصل تفاعل اي تفاعل تلقائي

لذلك لا يمكن حفظ محلول كبريتات النحاس في اناء من النيكل

سؤال واجب 1: اين يمكن حفظ محلول $Ni(NO_3)_2$ هل في وعاء من Zn ام في وعاء من Cu ولماذا ؟ علما ان $E^0_{Ni^{+2}/Ni} = -0.24 \quad V$ $\quad E^0_{Cu^{+2}/Cu} = +0.34 \quad V$ $\quad E^0_{Zn^{+2}/Zn} = -0.76 \quad V$

سؤال واجب 2 : هل يصلح وعاء من الحديد لحفظ محلول $CoCl_2$ علما ان $E^0_{Co^{+2}/Co} = -0.28 \quad V$ $\quad E^0_{Fe^{+2}/Fe} = -0.44 \quad V$

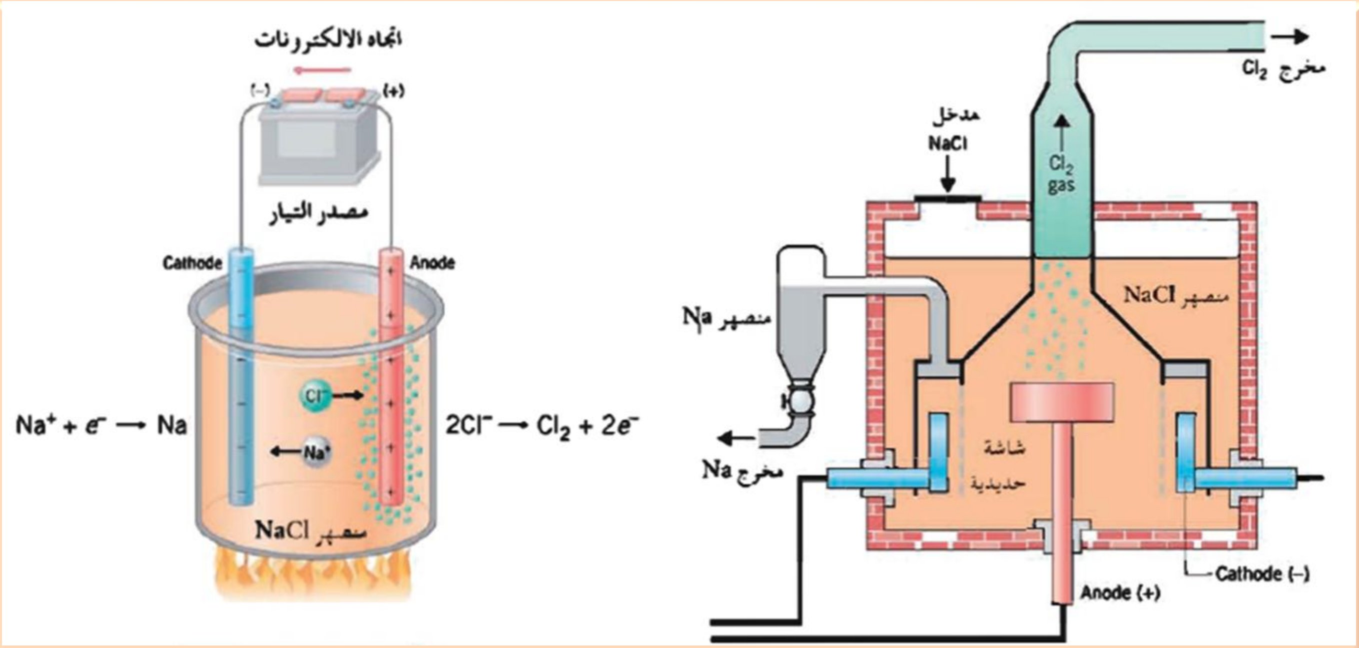
الجواب 1 – وعاء من النحاس – 2 لا يصلح

ثانيا : الخلايا الالكتروليتية

وهي الخلايا المستهلكة للتيار الكهربائي تتحول فيها الطاقة الكهربائية الى كيميائية وتجري تفاعلاتها بشكل غير تلقائي اي ان قيمة $(\Delta G = +)$ موجبة ولهذه الخلايا تطبيقات مهمة في الصناعة فعلى سبيل المثال نستخدم في تنقية الفلزات وفي عملية الطلاء الكهربائي وسنتطرق في هذا الموضوع الى بعض الخلايا الالكتروليتية :-

اولا :- خلية التحليل الكهربائي لمنصهر كلوريد الصوديوم :-

ان منصهر $NaCl$ يحتوي على ايون Na^{+} وايون Cl^{-} حره الانتقال حيث يوضح الشكل اناه هذه الخلية التي تكون فيها اقطاب مثل الكاربون او البلاتين مغمورة في منصهر كلوريد الصوديوم وعند عملية التحليل الكهربائي فان الاختزال يحدث على الكاثود حيث تختزل ايونات (Na^{+}) فقط مكونة فلز الصوديوم ويمثل تفاعل نصف الخلية عند الكاثود وعند انود تحدث عملية التأكسد حيث تتأكسد ايونات الكلوريد السالبة (Cl^{-}) وعندها يتحرر الكترون عند الانود وعندها يتحرر غاز Cl_2 عند تفاعل نصف الخلية عند الانود وتفاعلات نصف الخلية كما يلي:-



تفاعلات نصفي الخلية

$$2Na^{+} + 2e^{-} \longrightarrow 2Na$$ اختزال عند الكاثود

$$2Cl^{-} \longrightarrow Cl_2 + 2e^{-}$$ تأكسد عند الانود

$$2Na^{+} + 2Cl^{-} \longrightarrow 2Na + Cl_2$$ التفاعل العام للخلية

رحلة التفوق في السادس
عطاء بلا حدود

يجب ابقاء الصوديوم مفصولا عن غاز الكلور حتى لا يتفاعل بشكل تلقائي لتكوين $NaCl$ مرة ثانية

ثانيا :- خلايا الطلاء الكهربائي :-

عملية الطلاء الكهربائي يستخدم بها التحليل الكهربائي لطلاء فلز معين بطبقة رقيقة من فلز اخر وللطلاء اهمية كبرى تتمثل بحماية المعادن من الصدأ والتأكل تتركب خلية الطلاء من :-

قطب الانود :- يتكون من فلز نقي المراد الطلاء به مثل الفضة النقية او الذهب النقي

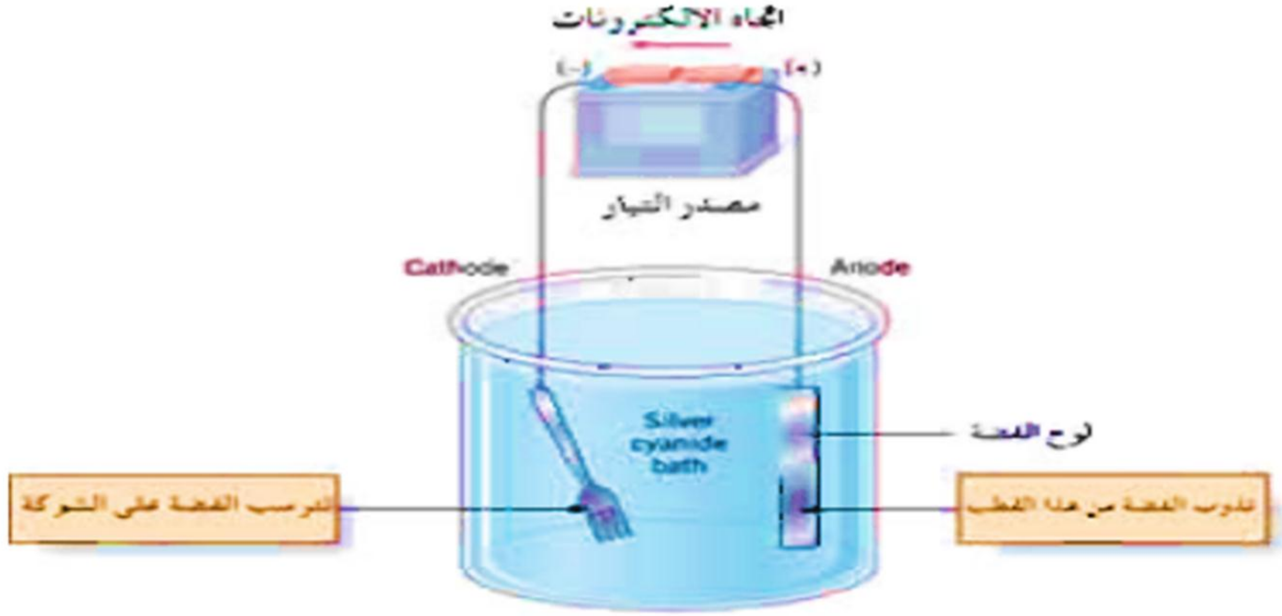
قطب الكاثود :- يتكون من السطح المراد طلاؤه مثل ملعقة الطعام او ما شابهها ٠

يتكون محلول الخلية حاويا على احد املاح الفلز النقي المراد الطلاء به مثل نترات الفضة $(AgNO_3)$ او نترات الذهب $[Au(NO_3)_3]$ عندما يشكل الفضة او الذهب الانود

يبين الشكل ادناه خلية طلاء تستخدم بها الفضة لطلاء شوكة الطعام ٠ تعتمد جودة الطلاء على عاملين مهمين هما :-

١- ان تكون شدة التيار الكهربائي المستخدم ضعيفة ٠

٢- تركيز ايونات الفلز المراد الطلاء به قليل ٠



قوانين فأراداي Faraday Laws

استطاع العالم الانكليزي فاراداي ان يبرهن قوانين التحليل الكهربائي :-

القانون الاول :- تتناسب كتلة اي مادة تترسب على الكاثود او تذوب عند الانود او تحرر كغازات عند هذه الاقطاب مع كمية الكهربائية التي تمر خلال الخلية الكهربائية ٠

القانون الثاني :- تتناسب كتلة المواد المختلفة التي تترسب على الكاثود او تذوب من الانود او تحرر كغازات عند هذه الاقطاب باستخدام نفس الكمية من الكهربائية مع الكتل المكافئة للمواد المختلفة ٠

$$Q_{(C)} = I_{(A)} * t_{(S)}$$

$Q_{(C)}$: كمية الكهربائية $I_{(A)}$: التيار $t_{(S)}$: الزمن

الشحنة الكهربائية بوحدة الكولوم = شدة التيار (الامبير) × الزمن (الثانية)

ولتحويل الشحنة الكهربائية (Q) بدلالة عدد مولات الالكترونات تقسم (Q) على ثابت فاراداي (96500 C / mole)

$$Q_{(mole\ \cdot\ e^-)} = \frac{I_{(A)} * t_{(S)}}{96500_{(c/mole)}}$$

حيث ان $(mole \cdot e^-)$ تعني عدد مولات من الالكترونات

$Q_{(mole\ \cdot\ e^-)}$: كمية الكهربائية بدلالة عدد مولات الالكترونات المفقودة عند الانود او المكتسبة عند الكاثود

ولحساب عدد المولات (n) فقط من قوانين فاراداي نقسم $Q_{(mole\ \cdot\ e^-)}$ على عدد الالكترونات المفقودة او المكتسبة في تفاعل الخلية

$$n = \frac{Q_{(mole\ \cdot\ e^-)}}{\text{عدد الالكترونات المفقودة او المكتسبة}\ (mole\ \cdot\ e^-)/1\ mole}$$

وبذلك نحصل على عدد المولات بوحدة mole لكل 1 mole

ملاحظة : هذا القانون مهم يربط Q مع n .

قوانين فأراداي

قانون رقم 1

في قوانين الكهربائية نحتاج الى قوانين كيميائية درست سابقا وخاصا القوانين التي تتعلق في حسابات عدد المولات وهي كالاتي :-

$$n_{mol} = \frac{m_g}{M_{g/mol}}$$

$$M = \frac{m_g}{n_{mol}}$$ (كتله المولية)

او

$$m_g = n_{mol} \times M_{g/mol}$$ (كتله)

اعداد :- حيدر يحيى علوان
المدرسة :- اعدادية الاندلس للبنين

قوانين فأراداي

قانون رقم 2

$$n = \frac{\text{عدد الذرات او الايونات او الجزيئات او الالكترونات}}{\text{عدد أفوكادروا } N_A \text{ ومقداره حفظ } 6.023\times10^{23}}$$

ويمكن اشتقاقه

$$N_A \times n = \text{عدد الذرات او الايونات او الجزيئات او الالكترونات}$$

قوانين فأراداي

قانون رقم 3

$$P_{atm} \; V_L = n_{mol} \; R \; T$$

R ثابت = 0.082

$T = C^0 + 273$

$$\therefore n = \frac{Pv}{RT}$$

قوانين فأراداي

قانون رقم 4

$$n = \frac{V_{L}}{22.4 \; L / mol}$$

الحجم المولي بالظروف القياسية STP

قوانين فأراداي

قانون رقم 5

$$n = M_{mol/L} * V_L$$

او

$$M = \frac{n_{mol}}{V_L}$$

المولارية

رحلة التفوق في السادس @

ان علاقة هذه القوانين بقانون مهم في الكهربائية وهو كمية الشحنة الكهربائية بدلالة عدد مولات الالكترونات

$$Q_{mol\ /\ e^-} = \frac{I \ * \ t}{96500 \quad F}$$

فعند استرجاع (n) عدد المولات الى احد هذه القوانين نقسم على عدد الالكترونات المفقودة او المكتسبة في تفاعلات الاكسدة والاختزال الذي يتم اختصارها

$$n = \frac{Q_{mol\ /\ e^-}}{\text{عدد الالكترونات}\ e^-}$$

ملاحظات مهمة في قوانين فاراداي

1- حسب صيغة السؤال نحتاج ايجاد كتلة عنصر في خلية حيث يجب ايجاد اولا عدد مولات الالكترونات Q في قوانين الخاصة بالكهربائية في داخل الخلية عند الكاثود او الانود ثم نقسم Q على عدد الالكترونات التي تم اختصارها في تفاعلات الاكسدة والاختزال في حساب جهد الخلية لإيجاد (n) بعدها نجد $m = n \times M$ وهكذا يتم الربط بين Q واحد قوانين (n) التي اخذت في الصفحات السابقة

2 - كمية التيار يجب ان تكون بوحدة الامبير (A) والزمن في الثواني حصرا ، حيث نلاحظ كثير من الاسئلة تعطى في الدقائق (min) والساعات (hr) كلها تحول الى وحدة الثانية (S) حيث نلاحظ ان

الساعة $1\ hr = 3600(s)$ = $1\ hr = 60 \times 60$ الدقيقة $1\ min = 60(s)$

فمثلا هنالك زمن قدرة ساعة واحدة $(1\ \ hr)$ وثلاث دقائق $(3\ \ min)$ وعشرة ثواني يكون الحساب كالاتي:

$$t_S = 3600 + 3 \times 60 + 10_{(s)}$$

$$t_S = 3600 + 180 + 10$$

$$t_S = 3790\ S$$

3- يجب ان تكون وحدات الضغط بـ atm والحجم بـ L والكتلة بـ g حيث لتحويل $Torr$ او $m \cdot m\ Hg$ الى atm نقسم على 760 والحجم بـ $m\ell$ او cm^3 نقسم على 1000

4 - هنالك بعض الثوابت فمثلا :- عدد افوكادرو $N_A = 6.023 \times 10^{23}$ الحجم المولي بـ STP = 22.4 و $F = 96478$ يقرب الى 96500

5 - مهمة جدا ممكن ان نستخدم قانون عدد المولات (n) لتحويلة الى عدد مولات الالكترونات Q بالعلاقة التالية:-

$$Q = n_{mol} * \text{عدد الالكترونات المفقودة او المكتسبة}\ e^-$$

عدد مولات الالكترونات

وحداتها هي $mol \cdot e^-$

عندما تكون الظروف غير قياسية نحسب عدد المولات في قانون الغاز المثالي $n = \frac{PV}{RT}$

مثال (4 -9)

لتفاعل نصف الخلية الاتي $Mg^{+2}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Mg_{(s)}$ احسب عدد غرامات المغنيسيوم التي يمكن انتاجها من فلز المغنيسيوم عند امرار تيار شدته 25A لفترة ساعة واحدة (1 hr) علما ان الكتلة الذرية للمغنيسيوم تساوي 24 وما هي عدد ذرات المغنيسيوم المترسبة عند الكاثود تحت نفس الظروف

الحل

وحدة الزمن في علاقة فاراداي هي الثانية لذا نحول الساعة الى ثواني

$$t_{(s)} = 1\ \cancel{hr} \times \frac{3600(S)}{1\ \cancel{hr}} = \boxed{3600\ S}$$

نجد كمية الكهربائية المارة في الخلية بدلالة عدد مولات الالكترونات :-

$$Q_{(mol\cdot e^-)} = \frac{I_{(A)} * t_{(S)}}{96500\ c/mol}$$

$$Q_{(mol\cdot e^-)} = \frac{25 * 36\cancel{0}\cancel{0}}{965\cancel{0}\cancel{0}} \Rightarrow \frac{900}{965}$$

$$\begin{array}{r} 36 \\ 25\ \times \\ \hline 180 \\ \underline{720} \\ 900 \end{array}$$

$$Q_{(mol\cdot e^-)} = \boxed{0.9}(mol \cdot e^-)$$

وحسب معادلة اختزال المغنيسيوم نجد ان عدد الالكترونات المكتسبة هي $(2e^-)$ لكل مول من Mg لذا فان عدد مولات المغنيسيوم يساوي

$$n = 0.9\ \cancel{mol} \cdot e^- \times \frac{1\ mol}{2\ \cancel{mol} \cdot e^-}$$

$$n = \boxed{0.45}\ mol$$

ثم نحسب كتلة المغنيسيوم بالغرام

$$m_g = n \times M \quad \Rightarrow \quad m = 0.45_{mol} \times 24_{g/mol}$$

$$m = 1.08\ \ g$$

ولحساب عدد ذرات Mg المترسبة عند الكاثود

عدد الذرات = **n** عدد المولات x N_A عدد افوكادرو

عدد الذرات $= 0.45 \times 6.023 \times 10^{23}$

عدد الذرات $= \boxed{2.7 \times 10^{23}}$ atoms

رحلة التفوق في السادس
عطاء بلا حدود

تمرين (4 -13)

ما هي شدة التيار الذي يجب أمراره في محلول كلوريد الذهب $AuCl_3$ لمدة 200 s ليرسب 3 g من الذهب الكتلة الذرية للذهب 197

الحل

نكتب تفاعل اختزال ايون الذهب الى فلز الذهب على الكاثود ثم نحسب عدد مولات الذهب

$$Au^{+3}_{(aq)} + 3e^{-} \rightarrow Au_{(s)}$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow \frac{3}{197}$$ → تقريبا 200

$$n = 0.015\ mol$$

وحسب معادلة اختزال نلاحظ ان كل $3\ mol \cdot e^{-}$ ترسب 1 مول من الذهب

$Q = n \times$ عدد الالكترونات المكتسبة في تفاعل الاختزال $\Rightarrow Q = 0.015 \times 3 = 0.045\ mol \cdot e^{-}$

وبعد استخراج كمية الكهربائية بمول الالكترون يمكن استخدامها على النحو التالي

$$Q = \frac{I_{(A)} + t_S}{96500}$$

$$0.045 = \frac{I \times 200}{96500}$$

$$0.045 = \frac{I \times 2}{965}$$

$$I = \frac{0.045 \times 965}{2}$$ → ومنه نحصل على شدة التيار

$$I = \frac{43.425}{2}$$

$$I = 21.7\ A$$

اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

تمرين (4 -14) وزاري ٢٠١٣ دور اول

محلول من كبريتات النحاس $CuSO_4$ تركيز 0.2 M وحجمه 600 ml أمرر فيه تيار كهربائي شدته 96.5 A احسب الزمن اللازم لكي تبقى 0.03 ml من ايون النحاس

الحل

في قوانين فاراداي نتعامل بعدد المولات المادة وليس تركيزها لذلك نعمل على تطبيق المعادلة التالية :-

$$M = \frac{n_{mol}}{(V)_L}$$ التركيز المولاري

$$V_{(L)} = \frac{600\ ml}{1000\ ml\ /\ L}$$

$$V_{(L)} = 0.6\ \ L$$

$$n = M_{mol/L} \times V_{(L)}$$

$$n = 0.2 \times 0.6$$

$$n_{mol} = \boxed{0.12\ \ mol}$$

لا تدخل في الحسابات

لأنها غير متحللة

نجد عدد المولات التي تجري عليها التحلل الكهربائي

عدد المولات المتبقية في المحلول ✗ عدد المولات المتحللة كهربائية = عدد المولات الكلية

$\therefore$ n (المتحللة كهربائية) = n (الكلية) − n (المتبقية)

$$n = 0.12 - 0.03 \Rightarrow 0.09\ \ mol$$ المتحللة كهربائية

يمرر النحاس كتفاعل اختزال بسبب اكتسابه عدد من الالكترونات ، ونأخذ هنا n المتحللة كهربائيا وليس المتبقية في المحلول

$$Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu$$

بما ان الالكترونات المكتسبة $2e^-$ لذا فان

$$Q = 0.09 \times 2 \Rightarrow 0.18\ \ mol \cdot e^-$$

وباستخدام علاقة فاراداي

$$\boxed{Q = \frac{96.5 \times t}{96500}} \Rightarrow 0.18 = \frac{965 \times t}{965000}$$

$$18 = \frac{965 \times t}{9650} \Rightarrow 18 = \frac{t}{10}$$

$$t = 180\ \ (S)$$

سؤال واجب تيار كهربائي شدته 10 A مر لمدة 16 min وخمسة ثواني في محلول $CuCl_2$ ما حجم غاز Cl_2 المتحرر في 127 C^o وضغط 2 atm

0.82 L / ج

البطاريات (النضائد) وخلايا الوقود
Battries and Fuel Cells

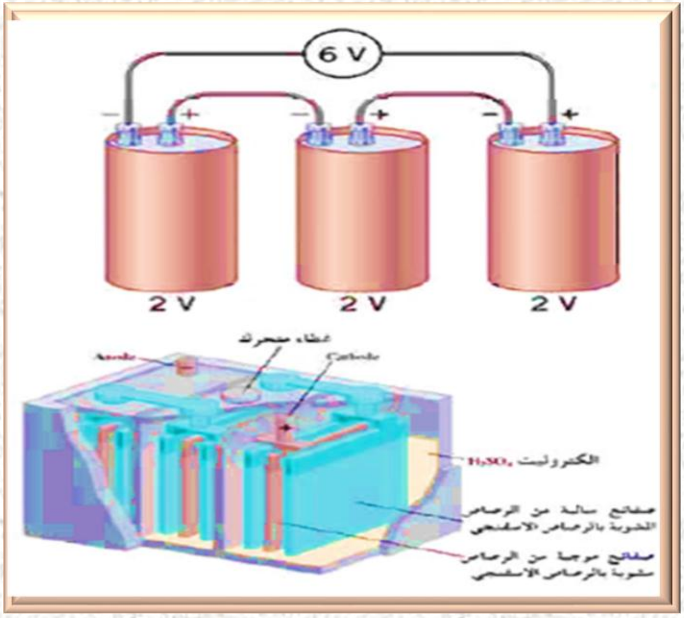
عادة ما تسمى الخلايا الكلفانية بالبطاريات وتصنف الى نوعين :-

بطاريات اولية :- وهي لا يمكن اعادة شحنها

بطاريات ثانوية :- وهي التي يمكن اعادة شحنها

والبطارية عادة ما تتكون من تجميع عدد الخلايا الكلفانية تربط على التوالي ويكون جهدها مساوا لمجموع جهود الخلايا المتكونة منها وسنشرح بعض البطاريات الشائعة الاستخدام

اولا :- بطارية الخزن الرصاصية Lead-storage Battrey



تستعمل هذه البطارية في تشغيل السيارة وكثير من المعدات الكهربائية والصناعية وهي تتكون من مجموعة خلايا رصاصيه كلفانية جهد كل منها اكثر بقليل من 2V ، تتكون كل بطارية من قطبين احدهما مصنوع من مادة الرصاص يمثل الانود ولأخر مصنوع من اوكسيد الرصاص ويمثل الكاثود ويكون القطبين مغمورين في محلول الكتروليتي هو محلول حامض الكبريتيك الذي تتراوح كثافته عند شحن البطارية من 1.2 g/ml الى 1.3 g/ml وهذه البطارية مجموعة من ثلاث او ست خلايا تعمل كخلية كلفانية جهدها 6V او 12 V وكما في الشكل المجاور

التفاعل الذي يحدث عند الانود هو

$$Pb + SO_4^{-2} \rightarrow PbSO_4 + 2e^-$$

اما التفاعل الذي يحدث عند الكاثود فيختزل PbO_2 كما في التفاعل الاتي :-

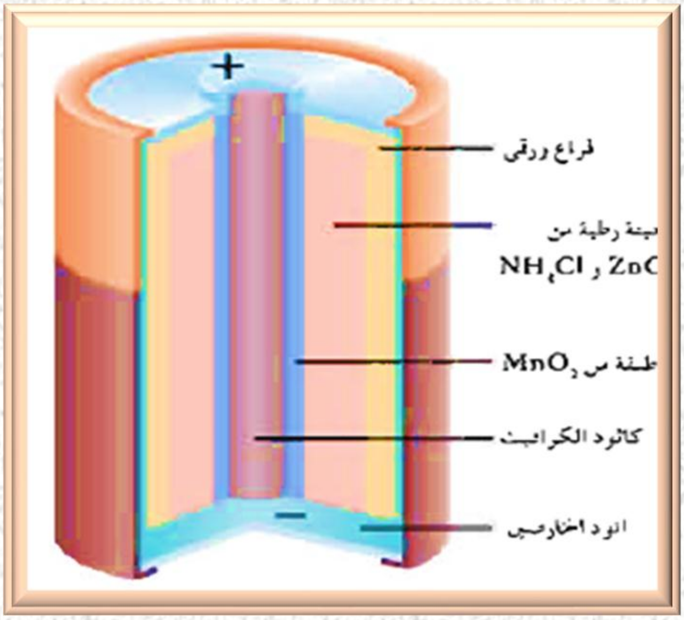
$$PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{-2} + 2e^- \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$$

التفاعل العام للخلية

$$Pb + PbO_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow 2PbSO_4 + 2H_2O$$

عند استمرار عمل الخلية تترسب كبريتات الرصاص بشكل مسحوق ابيض على القطبين كما يستهلك حامض الكبريتيك الموجود بشكل متأين فتزداد كمية الماء مما يؤدي الى انخفاض كثافة محلول الحامض ، وما ان تنطلق السيارة حتى تعكس تفاعلات نصفي الخلية تحت تأثير الفولتية التي ينتجها المولد ويعاد انتاج H_2SO_4 PbO_2 Pb

ثانيا :- الخلية الجافة (خارصين – كاربون) Dry Cell



هذه الخلية عبارة عن وعاء خارصين يعمل كانود مملوء بمعجون رطب من MnO_2 وكاربون (كرافيت) وكلوريد الامونيوم NH_4Cl كما موضح في الشكل المجاور تتأكسد ذرات الخارصين عند الانود وتنتقل الالكترونات داخل الخلية بواسطة الكاربون وهو الكاثود حيث عنده يختزل MnO_2 بوجود الماء كما في التفاعل الاتي

مواصفاتها:- تعطي جهدا مقداره 1.48 V وغير قابلة للشحن وتستخدم في اجهزة الراديو والحاسوب وغيرها

$$Zn + 2OH^- \rightarrow Zn(OH)_2 + 2e^- \quad \text{الانود}$$

$$2MnO_2 + 2H_2O + 2e^- \rightarrow 2MnO(OH) + 2OH^- \quad \text{كاثود}$$

$$Zn + 2MnO_2 + 2H_2O \rightarrow Zn(OH)_2 + 2MnO(OH) \quad \text{التفاعل العام}$$

المعادلات الرئيسية للخلايا الكلفانية

حساب جهد الخلية القياسية

$$E_{cell} = E_{anode} + E_{cathode}$$

العلاقة بين التغيير في الطاقة الحرة مع جهد الخلية :-

$$\Delta G = -nFE_{cell}$$

العلاقة بين التغيير في الطاقة الحرة القياسية مع جهد الخلية القياسي

$$\Delta G^0 = -nFE^0_{cell}$$

العلاقة بين جهد الخلية القياسي مع ثابت الاتزان

$$E^0_{cell} = \frac{RT}{nF} \ln K_{eq}$$

العلاقة بين جهد الخلية القياسي مع ثابت الاتزان عند درجة حرارة 25^0C

$$E^0_{cell} = \frac{0.026\ V}{n} \ln K_{eq}$$

معادلة نيرنست لحساب جهد الخلية غير القياسي

$$E_{cell} = E^0_{cell} - \frac{RT}{nF} \ln K_{eq}$$

معادلة نيرنست لحساب جهد الخلية غير القياسي عند درجة حرارة 25^0C

$$E_{cell} = E^0_{cell} - \frac{0.026\ V}{n} \ln K_{eq}$$

التعاريف المهمة في الفصل

التأكسد Oxidation

عبارة عن تغير كيميائي يصحبه فقدان في الالكترونات من ذرة او مجموعة من الذرات ويؤدي لزيادة في اعداد التأكسد

الاختزال Reduction

عبارة عن تغير كيميائي تكتسب فيه الذرة او مجموعة من الذرات الكترونات يصاحبها نقصان في عدد التأكسد للعنصر

العامل المختزل Reduction Agent

المادة التي تتأكسد وتسبب اختزلا لمادة أخرى

العامل المؤكسد Oxidizing Agent

المادة التي تختزل وتسبب تأكسدا لمادة أخرى

الانود Anode

هو القطب الذي تجري عنده عملية التأكسد والذي يكون مصدرا للإلكترونات

الكاثود Cathode

هو القطب الذي تجري عنده عملية الاختزال والذي تتحول اليه الالكترونات المنتقلة من الانود

الخلايا الكهروكيميائية Electrochemical cells

تتكون الخلية الكهروكيميائية عادة من قطبين يسمى احدهما القطب الموجب او الانود اما القطب الثاني فهو القطب السالب ويدعى بالكاثود ويكون كلا القطبين مغمورين في محلول الكتروليتي تشترك مكوناته في تفاعلات الأكسدة والاختزال التي تجري على سطحي القطبين .

الخلايا الكلفانية Galvanic cells

هي تلك الخلايا التي تتحول فيها الطاقة الكيميائية الى طاقة كهربائية من خلال تفاعل كيميائي يجري تلقائيا لتوليد تيار كهربائي وتسمى مثل تلك الخلايا بالخلايا الكلفانية او الفولتائية .

الخلايا الالكتروليتية Electrolyte cells

هي الخلايا المستهلكة للتيار الكهربائي وفيها الطاقة الكهربائية الى طاقة كيميائية وتجري تفاعلاتها بشكل غير تلقائي ولها تطبيقات مهمة في الصناعة ، تستخدم خلايا التحليل الكهربائي في تنقية الفلزات وهي عملية الطلاء الكهربائي .

القوة الدافعة الكهربائية للخلية Electromotive force

يرمز له بالرمز (emf) يسمى الجهد عبر الأقطاب في الخلية الكلفانية بجهد الخلية ويرمز له بالرمز E_{cell} ويسمى جهد الخلية بمصطلح شائع اخر القوة الدافعة الكهربائية للخلية بالرغم من دلالة الاسم فهو مقياس للجهد وليس للقوة .

معادلة نيرنست Nernest equation

هي العلاقة التي تربط جهد الخلية غير القياسي E_{cell} مع جهد الخلية القياسي E^0_{cell} عندما تكون المواد المشتركة جميعها ذات تراكيز لا تساوي الواحد الصحيح وفي درجات حرارية مختلفة .

الجسر الملحي

هو عبارة عن أنبوب زجاجي على شكل حرف U مقلوب يحتوي على محلول الالكتروليتي خامل لا يتغير كيميائيا خلال العملية ويثبت بداخل الانبوب مادة الاكار ومهمته نقل الايونات .

مادة الاكار

مادة صمغية يحصل عليها من الطبيعة ولها استخدامات متعددة حيث تصبح سائلة عند تسخينها وتتصلب في درجة حرارة الغرفة

سؤال : ما هي فائدة الجسر الملحي في الخلية الكلفانية ؟

الجواب : فائدة الجسر الملحي هي نقل الايونات السالبة باتجاه القطب الموجب الانود وبينما تنتقل عبر الجسر نفسه الايونات الموجبة باتجاه القطب السالب (الكاثود) .

اما المركبات المستعملة لملئ الجسر الملحي هي KCl او KNO_3 او K_2SO_4

سؤال : تعتمد جودة الطلاء الكهربائي على عاملين ما هما ؟

الجواب :

١- ان تكون شدة التيار الكهربائي المستخدم ضعيفة

٢- تركيز ايونات الفلز المراد الطلاء به قليل

رحلة التفوق في السادس
عطاء بلا حدود

اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

علل ما يلي :

١- وجود البلاتين الأسود في قطب الهيدروجين القياسي

الجواب

أ- توفير سطح للقطب يمكن ان تفكك جزيئات الهيدروجين عليه

ب- توفير وسيله لحدوث توصيل كهربائي مع الدائرة الخارجية

٢- يكون جهد الخلية الكلفانية موجبا

موجود في الملزمة لاحقا سؤال 20 أسئلة الفصل

٣- اختيار قطب الهيدروجين القياسي كقطب مرجع (ذو جهد قياسي معلوم)

الجواب

لأنه عنصر نشاطه الكيميائي متوسط بين العناصر فيمكن استخدامه كقطب انود او كاثود .

٤- ان تركيز المواد الصلبة والسائلة في التفاعل العام للخلية . لا تظهر في حاصل القسمة في معادلة نيرنست .

الجواب

لان هذه التراكيز تساوي الواحد الصحيح 1 = [مادة صلبه]

٥- للطلاء الكهربائي أهمية صناعية كبرى ؟

الجواب

لأنها تحمي المعادن من الصدأ أو التأكل كما هو الحال بطلاء المعادن بالذهب او الفضة .

٦- لماذا يزداد جهد الخلية الرصاصية عند زيادة تركيز محلول قطب الكاثود وعند خفض تركيز محلول قطب الانود ؟

الجواب

عند خفض تركيز محلول قطب الانود يقل جهد الاختزال (يزداد جهد تأكسده) وعند زيادة تركيز محلول قطب الكاثود يزداد جهد اختزاله ، فيزداد فرق الجهد بين قطبين وبالتالي يزداد جهد الخلية E_{Cell} وذلك لكون جهد الخلية يمثل الفرق بين جهد اختزال قطبي الانود والكاثود .

حل أسئلة الفصل الرابع الكيمياء الكهربائية

سؤال (4 -1) عرف المصطلحات الاتية

الحل

1 ـ الانود :- هو القطب الذي تجري عنده عملية الاكسدة والذي يكون مصدرا للإلكترونات

2 ـ القوة الدافعة الكهربائية :- يرمز لها بـ (emf) وهي الجهد عبر الاقطاب في الخلية الكلفانية وقد تسمى بجهد الخلية E_{Cell} حيث هي مقياس للجهد وليس للقوة .

3 ـ جهد الاختزال القياسي :- وهي جهود العناصر ومقارنة قوتها عند استخدامها كعوامل مؤكسدة وعوامل مختزلة حيث تعد قيم جهود الاختزال القياسية مقياسا عمليا على التأكسد والاختزال

4 ـ الجسر الملحي :- هي انبوبة زجاجية على شكل حرف U توضع في الخلايا الكلفانية حيث تكون جسرا لعبور الايونات بين قطبي الخلية الكاثود والأنود ويعبر عنها كتابيا بالرمز (||)

سؤال (4 -2) احسب ثابت فارادي وبين وحداته

الحل

يعرف ثابت فارداي بانه شحنة مول واحد من الالكترونات ويحتوي المول الواحد على عدد افوكادرو من الشحنات لذا فالفارادي يساوي حاصل ضرب شحنة الالكترونات في عدد افوكادرو

F = شحنة الالكترون × عدد افوكادرو

$$F = N_A(mol^-) \times e^-(C)$$

وبتعويض القيم نحصل على

$$e = 1.9 \times 10^{-19} C \quad , \quad N_A = 6.023 \times 10^{23} (mol.e^-)$$

$$F = 1.9 \times 10^{-19} \times 6.023 \times 10^{23}$$

$$F = \boxed{69478} \; C / mol.e^-$$

تقرب تلك القيمة الى 96500 في الحسابات الكيميائية للسهولة

سؤال (4 –3)

اي من الازواج التالية هو الافضل كعامل مؤكسد تحت الظروف القياسية ((الافضل كعامل مؤكسد هي التي تسبب اكسدة المادة الاخرى وتعاني اختزالا)) اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية

$E^0_{Au^{3+}/Au} = +1.50\ V \quad E_{Br_2/Br^-} = +1.07\ V \quad E_{Ag^+/Ag} = +0.80\ V$

$E_{Cd^{2+}/Cd} = -0.40\ V \quad E_{Cr^{3+}/Cr} = -0.74\ V$

(أ) – Br_2 ام Au^{3+}

(ب) – H_2 ام Ag^+

(جـ) – Cd^{2+} ام Cr^{3+}

الحل

الأفضل كعامل مؤكسد تحت الظروف القياسية هو المادة التي تسبب اكسده المادة الاخرى وتعانّي اختزالاً بسبب اكتساب الالكترونات ويقل عدد تأكسده

أ – يُعد Au^{3+} افضل عامل مؤكسد لأنّه جهد اختزاله القياسي $+1.50\ V$ لذا يعاني اختزال ويسبب أَكسدة Br_2 جهد اختزاله القياسي $+1.07\ V$ اقل منه .

$A^{u3+} + 3e^- \longrightarrow Au$ اختزال $\qquad E^0_{cathode} = +1.50$

ب – يُعد Ag^+ افضل عامل مؤكسد لأنّه يعاني اختزال

$2Ag^+ + 2e^- \longrightarrow Au \qquad E^0_{cathode} = +0.80V$

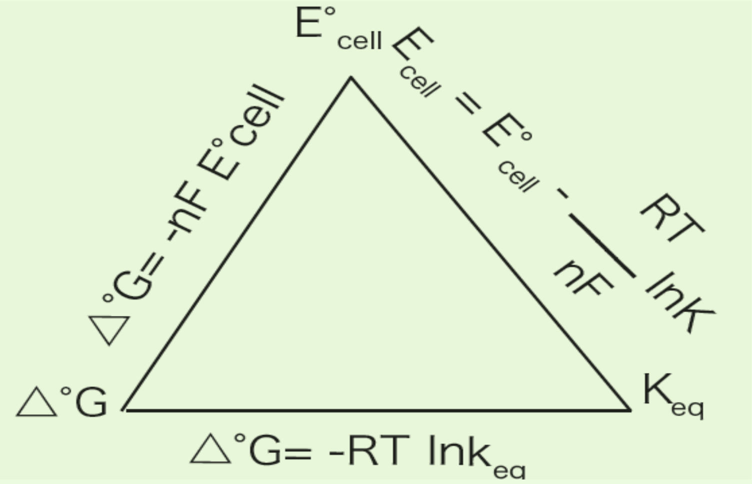
ج – يُعد الكادميوم Cd^{2+} افضل عامل مؤكسد لأنّه يعاني اختزالاً .

$Cd^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cd \qquad E^0_{cathode} = -0.40\ V$

سؤال (4 –4)

اكتب العلاقة التي تربط ΔG^0 مع K_{eq} و E^0_{Cell} وعرف الرموز التي تحتويها جميعها

الحل



$R = 8.314\ J/K.mol$ ثابت الغازات

$T = 298$ درجة الحرارة المطلقة

$F = 96500\ C/mol{\cdot}e^-$ فاراداي

$n =$ عدد مولات الالكترونات التي يتم حذفها عند جمع تفاعلات نطبق الخلية لإيجاد التفاعل العام

سؤال (4 -5)

عند الظروف القاسية C 25 وضغط atm 1 اي تفاعل سيجري تلقائي في محلول مائي يحتوي على ايونات Ce^{+4} Ce^{+3} Fe^{+3} Fe^{+2} احسب ΔG^0 و K_{eq} لهذا التفاعل اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية :

$E^0_{Ce^{+4}/Ce^{+3}} = +1.61\ V$ $\quad E_{Fe^{+3}/Fe^{+2}} = +0.77\ V$ $\quad \ell n\ 1.1\times10^{14} = 32.3$

الحل

$$Fe^{+2} \longrightarrow Fe^{+3} + e^- \qquad E^0_{anode} = -0.77\ V$$

$$Ce^{+4} + e^- \longrightarrow Ce^{+3} \qquad E^0_{cathode} = +1.61\ V$$

$$Fe^{+2} + Ce^{+4} \longrightarrow Fe^{+3} + Ce^{+3} \qquad E^0_{Cell} = -0.77 + 1.61 = +0.84$$

ولحساب ΔG^0 نستخدم العلاقة التالية $\Delta G^0 = -nF\ \ E^0$

$$\Delta G^0 = -1\times96500\times0.84$$

$$\Delta G^0 = -81060\ J/mol$$

ولحساب ثابت الاتزان K_{eq} نستخدم العلاقة التالية

$$E^0_{Cell} = \frac{0.026}{n}\ \ell n\ K_{eq}$$

$$0.84 = \frac{0.026}{1}\ \ell n\ K_{eq}$$

$$\ell n\ K_{eq} = \frac{0.840}{0.026} \Rightarrow 32.3$$

$$K_{eq} = \ell n^{-1} 32.3 \Rightarrow \boxed{K_{eq} = 1.1\times10^{14}}$$

سؤال (4 -6)

اكتب معادلة نيرنست وعرف جميع رموزها

الحل

$$E_{cell} = E^0_{cell} - \frac{RT}{nF}\ln K_{eq}$$

تسمى المعادلة اعلاه بمعادلة نيرنست وهي تربط جهد الخلية E_{cell} مع جهد الخلية القياسي E^0_{cell} من خلال حاصل القسمة Q عندما تكون تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة بحالتها القياسية ، أي أنّ تراكيز المواد المتفاعلة (1M) تصبح قيمة Q مساوية إلى الواحد الصحيح وقيمة lnQ

ثابت الغاز = J/K. mol 8.314 | درجة كلفن T = 25 °C (298K) | ثابت فاراداي F = 96500 (C/mol

يمثل عدد الالكترونات التي يتم (n) حذفها عند جمع تفاعلات نصفي الخلية لإيجاد التفاعل العام يمكن تبسيط المعادلة اعلاه(معادلة نيرنست) بالتعويض عن قيمة درجة الحرارة (298 K) أي 25 C° وقيمة R=8.314 J/K.mol وقيمة F=96500C/mol لنحصل على $E_{cell} = E^0_{cell} - \frac{0.026\ V}{n}\ln K_{eq}$

تستخدم تلك المعادلة فقط عندما يكون تفاعل الخلية عند درجة حرارة 25C° (298K)

سؤال (4 -7)

احسب E^0_{Cell} E_{Cell} ΔG للتفاعلات الخلايا الاتية :

$1-\ Mg_{(S)} + Sn^{+2}_{(aq)} \rightarrow Mg^{+2}_{(aq)} + Sn_{(S)}$ $[Mg^{+2}] = 0.05\ M$ $[Sn^{+2}] = 0.04\ M$

$2-\ 3Zn_{(S)} + 2Cr^{+3}_{(aq)} \rightarrow 3Zn^{+2}_{(aq)} + 3Cr_{(S)}$ $[Cr^{+3}] = 0.01\ M$ $[Zn^{+2}] = 0.001\ M$

ا ذا علمت ان $E_{Cr^{+2}/Cr} = -0.74$ $E_{Mg^{+2}/Mg} = -2.37$ $E_{Sn^{+2}/Sn} = -0.14$ $E_{Zn^{+2}/Zn} = -0.76$

الحل

رقم واحد سهل عليك ورقم 2 على المدرس

2 -

$3Zn \longrightarrow 3Zn^{+2} + 6e^-$ $E^0_{anode} = +0.76\ V$

$2Cr^{+3} + 6e^- \longrightarrow 2Cr$ $E^0_{cathode} = -0.74\ V$

$3Zn + 2Cr^{+3} \longrightarrow 3Zn^{+2} + 2Cr$ $E^0_{Cell} = +0.02\ V$

ولحساب E_{Cell} نستخدم العلاقة التالية (معادلة نيرنست)

$$E = E^0 - \frac{0.026}{n} \ell n \frac{[Zn^{+2}]^3}{[Cr^{+3}]^2}$$

$$E = 0.02 - \frac{0.026}{6} \ell n \frac{[0.001]^3}{[0.01]^2}$$

$$E = 0.02 - 0.004 \ell n \frac{1\times10^{-9}}{1\times10^{-4}}$$

$$E = 0.02 - 0.004 \ \boxed{\ell n\ 1\times10^{-5}}$$

$$\boxed{\ell n\ 1\times10^{-5} = -5\ \ell n\ 10 = -5\times2.3 = -11.5}$$

$$E = 0.02 - 0.004\ \times -11.5$$

$$E = 0.02 + 0.046$$

$$E \simeq 0.07$$

$$\Delta G = -nFE$$

$$\Delta G = -6\times96500\times0.07$$

$$\Delta G = -40530\ J/mol$$

رحلة التفوق في السادس @

سؤال (4 -8)

احسب E^0 للخلية المكونة من نصفي التفاعل Zn/Zn^{+2} و SHE كم سيكون جهد الخلية E اذا كان $[Zn^{+2}] = 0.45\ M$ $P_{H_2} = 1\ atm$ $[H^+] = 1.8\ M$ اذا علمت ان جهد الاختزال القياسي $E_{Zn^{+2}/Zn} = -0.76$ معلومة $\ell n\ 0.138 = -1.97$

الحل

$Zn \longrightarrow Zn^{+2} + 2e^-$ $E^0_{anode} = +0.76\ V$

$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$ $E^0_{cathode} = +0.00\ V$

$Zn + 2H^+ \longrightarrow Zn^{+2} + H_2$ $E^0_{Cell} = +0.76\ V$

يقصد SHE هو قطب الهيدروجين القياسي والذي جهد اختزاله = صفرا

ولحساب E_{Cell} الغير قياسية نكتب معادلة نيرنست

$$E = E^0 - \frac{0.026}{n}\ \ell n \frac{[Zn^{+2}]}{[H^+]^2}$$

$$E = 0.76 - 0.013\ \ell n \frac{(0.45)}{(1.8)^2} \Rightarrow E = 0.76 - 0.013\ \ell n \frac{0.45}{3.24}$$

$$E = 0.76 - 0.013\ \ell n\ 0.138 \Rightarrow E = 0.76 - 0.013 \times -1.97$$

$$E = 0.76 + 0.03 \Rightarrow E_{Cell} = 0.79\ V$$

سؤال (4 -9)

ما الفرق بين الخلية الكلفانية (مثل خلية دانيال) وخلايا التحليل الكهربائي

الحل

الخلية الكلفانية	خلية التحليل الكهربائي
1- تستخدم التفاعل الكيميائي للحصول على طاقة كهربائية	1- تستخدم طاقة كهربائية لحدوث تفاعل كيميائي
2- تفاعلاتها تكون تلقائية اي ان $\Delta G = -$	2- تحصل بصورة غير تلقائية اي ان $\Delta G = +$
3- يستخدم فيها جسر ملحي	3- لا يستخدم فيها جسر ملحي
4- تتنقل فيها الالكترونات المتحررة من الذرات الى الايونات عبر سلك الموصل الخارجي بينما تنتقل الايونات بين المحلولين بواسطه جسر ملحي	4- تتنقل فيها الالكترونات المتحررة من مصدر الجهد (البطارية مثلا) الخارجي بواسطة الايونات الموجبة والسالبة الموجودة في المحلول (الالكترولويتي)او المواد المنصهرة
5- مثال على خلية كلفانية مثل (خلية دانيال) وبطاريات (نضائد) الاجهزة الكهربائية وبطارية تشغيل السيارات	5- مثال على خلية التحليل الكهربائي مثل خلية الطلاء الكهربائي او خلايا تنقية الفلزات

سؤال (4 –10)

احد التفاعلات النصفية للتحليل الكهربائي للماء هو فاذا تم جمع 0.08 L من O_2 عند 25 C^0 وضغط 755 mm.Hg فاحسب عدد مولات الالكترونات التي يجب تحريرها في المحلول

$$2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$$

الحل

بما ان الظروف غير قياسية ولحساب عدد المولات نطبق قانون الغاز المثالي حيث يجب ان يكون

$$P_{atm} = \frac{755}{760}$$

$$P_{atm} = 0.99 \text{ atm}$$

$$Pv = n\ R\ T$$

$$n = \frac{Pv}{RT}$$

$$n = \frac{0.99 * 0.08}{0.082 * 298}$$

$$n = \frac{0.079}{24.400} \Rightarrow n = 0.003 \text{ mol}$$

$$Q = n * \frac{\text{عدد الالكترونات}}{\text{المفقودة من } O_2} \Rightarrow Q = 0.003 \times 4 = 0.012 \text{ mol.e}^-$$

سؤال (4 –11)

يسري تيار كهربائي لفترة 3.75 hr خلال خليتين تحليل كهربائي مربوطتين على التوالي تحتوي الخلية الاولى محلول $AgNO_3$ في حين تحتوي الثانية على $CuCl_2$ وخلال هذا الزمن ترسب 2g من الفضة في الخلية الأولى أ ـ كم عدد غرامات النحاس التي ستترسب في الخلية الثانية ب – ما قيمة التيار بالأمبير

الحل

الخلية الاولى تحتوي على محلول $AgNO_3$ حيث تترسب الفضة في تفاعل اختزال في قطب الكاثود كما في معادلة نصف الخلية التالي

$$Ag^+ + 1e \longrightarrow Ag$$

$$n_{Ag} = \frac{m}{M} \Rightarrow \frac{2\ g}{108\ g/mol} \simeq \boxed{0.02}$$

$$Q = n_{Ag} * 1e^- \Rightarrow 0.02 * 1e^- \Rightarrow \boxed{0.02} \text{ mol.e}^-$$

عدد مولات الالكترونات في الخلية الاولى المحسوبة من محلول $AgNO_3$ وهي 0.02 ولحساب التيار

$$\boxed{t_{(s)} = 3 * 3600 +} \quad \boxed{t_{(S)} = 45 * 60} \quad \boxed{t_{(S)} = 13500\ S}$$

$$Q = \frac{I * t}{96500} \Rightarrow 0.02 = \frac{I * 13500}{96500} \Rightarrow I = \frac{0.02 \times 965}{135} \Rightarrow \boxed{I = 0.14\ A}$$

وبما ان الخليتين مربوطتين على التوالي اذا عدد مولات الالكترونات للخلية الاولى هي نفسها في الخلية الثانية وهي المحتوية على $CuCl_2$

$$Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu$$

$$Q = 0.02 \Rightarrow n = \frac{Q}{\text{عدد الالكترونات المكتسبة}} \Rightarrow \frac{0.02}{2}$$

$$n = 0.01 \text{ mol}$$

$$m_{Cn} = n \times M \Rightarrow m_{Cn} = 0.01 * 63 \Rightarrow m_{Cn} = 0.63\ g$$

سؤال (4 -12) و سؤال (4 -13) محلول في الملزمة راجع الفهرست

سؤال (4 -14) أحسب جهد قطب غاز H_2 في $25\ C^0$ وضغط 1 atm اذا علمت ان PH محلوله الالكتروليتي = 1

الحل

- اذا كانت الخلية الكهربائية تتكون من قطب واحد فان ذلك القطب يمرر كجهد اختزال في قطب الكاثود
- نحصل على تركيز ايون $[H^+]$ من PH المحول الموجود في السؤال :-

$$[H^+] = 10^{-PH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-1}$$

- بما ان تركيز ايون الهيدروجين لا يساوي 1 M يعني الخلية غير قياسية لذلك نحسب جهد قطب الهيدروجين الغير قياسية

$$E_{Cell} = E^0_{Cell} - \frac{0.026}{n} \ell n \frac{[\text{الايونات الناتجة}]}{[\text{الايونات المتفاعلة}]}$$

$$E_{Cell} = 0.0 - \frac{0.026}{2} \ell n \frac{[1]}{[H^+]^2}$$

$$E_{Cell} = 0.0 - 0.013\ \ell n \frac{1}{[0.1]^2}$$

$$E_{Cell} = 0 - 0.013\ \ell n \frac{1}{0.01}$$

$$E_{Cell} = 0 - 0.013\ \ell n\ 100$$

$$E_{Cell} = 0 - 0.013\ \ell n\ 10^2$$

$$E_{Cell} = 0 - 0.013 \times 2\ \boxed{\ell n\ 10}$$ → $\ell n\ 10 = 2.3$ حفظ

$$E_{Cell} = 0 - 0.013 \times 2 * 2.3 \Rightarrow E_{Cell} = 0 - 0.013 \times 4.6$$

$$E_{Cell} = 0 - 0.0598$$

$$E_{Cell} = \boxed{-0.0598}\ V$$

رحلة التفوق في السادس
عطاء بلا حدود
A.M.Z

سؤال (4 -15) حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل الاتي :

$$AgNO_2 + Cl_2 + 2KOH \rightleftharpoons AgNO_3 + 2KCl + H_2O$$

الحل

$$AgNO_2 + Cl_2 + 2KOH \rightleftharpoons AgNO_3 + 2KCl + H_2O$$

العامل المؤكسد	العامل المختزل
Cl_2	$AgNO_2$
لأنه عانى اختزالا	لأنه عانى تأكسدا

سؤال (4 −16) و سؤال (4 −17) محلول في الملزمة راجع الفهرست

سؤال (4 −18) ما هو التيار بالأمبير A اللازم لترسيب 5 g من الذهب في ساعة واحدة على سطح الكاثود من محلول يحتوي على ملح للذهب حالة التأكسد للذهب فيه +3 ؟

الحل

$$Au^{+3} + 3e^- \rightarrow Au$$

$$n_{Au} = \frac{m}{M} \Rightarrow n_{Au} = \frac{5}{197} \Rightarrow n_{Au} = 0.025$$

$$Q = n_X \times \frac{n_e}{1} \Rightarrow Q = 0.025 \times \frac{3}{1} \Rightarrow Q = 0.075\ mol/e^-$$

نحول وحدة الزمن من ساعه الى ثانيه

$$1h \times 3600\ \tfrac{s}{h} = 3600\ S$$

$$Q = \frac{I \times T}{F} \Rightarrow 0.075 = \frac{I \times 3600}{96500}$$

$$I = 2.01\ A$$

سؤال (4 −19) مم يتكون انود وكاثود البطارية الجافة ؟ اكتب تفاعلات نصفي الخلية وتفاعلها العام واهم مميزاتها .

الحل

البطارية الجافة يتكون الانود فيها من وعاء خارجي مملوء بمعجون رطب من MnO_2 وكلوريد الامونيوم NH_4Cl وكاربون (كرافيت) الذي يمثل الكاثود حيث تتأكسد ذرات الخارصين عند الانود

$$Zn + 2OH^- \rightarrow Zn(OH)_2 + 2e^-$$

وتتنقل الالكترونات داخل الخلية بواسطة الكاربون وهو الكاثود حيث يختزل عنده MnO_2 بوجود الماء كما في التفاعل الاتي :-

$$2MnO_2 + 2H_2O + 2e^- \rightarrow 2MnO(OH) + 2OH^-$$

واهم مميزاتها تعطي جهدا مقداره 1.48 V وغير قابلة للشحن وتستخدم في اجهزة الراديو والحاسبات وغيرها

سؤال (4 −20) لماذا يجب ان يكون جهد الخلية الكلفانية موجبا ؟

الحل

لأنها تستخدم للحصول على طاقة كهربائية فيجب ان يكون جهدها بالموجب $E = +$ ليكون تفاعلها تلقائي وللحصول على قيمة ΔG^0 او ΔG = قيمة (−) سالبة لان قيمة E^0_{Cell} وE_{Cell} مرتبطة مع الطاقة الحرة القياسية والغير القياسية بالعلاقات التالية :-

$$\Delta G^0 = -n F E^0_{Cell} \quad \text{او} \quad \Delta G = -nFE_{Cell}$$

لذلك يجب ان تكون قيم $(E^0_{Cell}$ او $E_{Cell})$ ذات قيمة موجبة (+) لتكون قيم ΔG^0 و ΔG سالبة

اعداد :- حيدر يحيى علوان
المدرسة :- اعدادية الاندلس للبنين

سؤال (4 -21) احسب تركيز ايون الخارصين في محلول قطب الخارصين في محلول اذا كان جهد اختزال الخارصين الغير قياسي = -0.82 V وجهد اختزاله القياسي $E_{Zn^{+2}/Zn} = -0.76$

الحل نكتب تفاعل اختزال ايونات الخارصين الى فلز الخارصين نعتبر جهد الخارصين مساويا الى جهد الخلية

$Zn^{+2} + 2e^{-} \rightarrow Zn \qquad E^{0}_{Zn^{+2}/Zn} = -0.76$

$$E_{Zn^{+2}/Zn} = E^{0}_{Zn^{+2}/Zn} - \frac{0.026}{n} \ell n\, Q$$

$$E = E^{0} - \frac{0.026}{2} \ell n \frac{1}{[Zn^{+2}]}$$

$$-0.82 = -0.76 - 0.013\ \ell n \frac{1}{[Zn^{+2}]}$$

$$-0.82 + 0.76 = -0.013\ \ell n \frac{1}{[Zn^{+2}]}$$

$$-0.06 = -0.013\ \ell n \frac{1}{[Zn^{+2}]} \Rightarrow \ell n \frac{1}{[Zn^{+2}]} = \frac{-0.060}{-0.013}$$

$$\ell n \frac{1}{[Zn^{+2}]} = 4.6 \Rightarrow \frac{1}{[Zn^{+2}]} = \ell n^{-1} 4.6 \Rightarrow \frac{1}{[Zn^{+2}]} = 100 \qquad \therefore [Zn] = 0.01\ M$$

معلومة فقط

$$\ell n\, 100 = 4.6 \Rightarrow 100 = \ell n^{-1} 4.6$$

سؤال (4 -22) احسب جهد خلية دانيال اذا علمت ان تركيز كبريتات الخارصين (0.1 M) وتركيز كبريتات النحاس (0.01 M) في درجة $25\ C^{0}$ وان الجهد القياسي للخلية يساوي (1.10 V)

الحل يراد بالجهد الغير قياسي والخلية غير قياسية لان تركيز كلا قطبيها لا يساوي واحد مولاري

$Zn \rightarrow Zn^{+2} + 2e \qquad E^{0}_{anode}$

$Cu^{+2} + 2e \rightarrow Cu \qquad E^{0}_{Cathode}$

$Zn + Cu^{+2} \rightarrow Zn^{+2} + Cu$

نستخدم معادلة نيرنست لحساب E_{Cell}

$$E = E^{0} - \frac{0.026}{n} \ell n \frac{[Zn^{+2}]}{[Cu^{+2}]}$$

$$E = 1.10 - 0.013\ \ell n \frac{0.10}{0.01}$$

$$E = 1.10 - 0.013\ \ell n\ 10$$

$$E = 1.10 - 0.013 * 2.3 \Rightarrow E = 1.10 - 0.0299$$

دائما يتم التقريب 0.03

$$E = 1.10 - 0.03 \Rightarrow 1.07\ V$$

سؤال (4 −23) أي تفاعل هو تفاعل ((اكسدة – اختزال))

الحل

تفاعل اكسدة – اختزال :– هو كل تفاعل يتم فيه انتقال الالكترونات من مادة تعاني تأكسد الى مادة تعاني اختزال

1 - لا يحصل تفاعل اكسدة – اختزال

1 - $Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$

2 - تفاعل اكسدة – اختزال كما يلي

$2Na_{(s)} \rightarrow 2\overset{+}{Na}_{(aq)} + 2e^-$ تأكسد

$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2\overset{-}{Cl}_{(aq)}$ اختزال

2 - $2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2NaCl$ التفاعل العام

3 - لا يحصل في هذا التفاعل اكسدة واختزال

3 - $2KCl_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$

4 - لا يحصل في هذا التفاعل اكسدة واختزال

4 - $SiBr_4 + 3H_2O \rightarrow H_2SiO_3 + 4HBr$

5 - تفاعل اكسدة – اختزال كما يلي

$Zn_{(s)} \rightarrow \overset{+}{Zn}_{(aq)} + 2e^-$ تأكسد

$CuSO_4 + 2e^- \rightarrow SO_{4(aq)}^{-2} + Cu_{(g)}$ اختزال

5 - $Zn_{(s)} + CuSO_{4(aq)} \rightarrow ZnSO_{4(aq)} + Cu_{(g)}$ التفاعل العام

سؤال (4 −24) خلية كلفانية تفاعلها العام في درجة $25\ C^0$ وجهدها القياسي يساوي $(+0.74\ V)$

احسب التغير في الطاقة الحرة $Cu^{2+}_{(aq)}(0.01\ M) + Cd_{(S)} \rightarrow Cu_{(S)} + Cd^{+2}(0.1\ M)$

الحل

$\Delta G = -n\ F\ E_{Cell}$

الغير قياسي   الغير قياسي

دائما ولا تنسى يتم حساب E_{Cell} الغير قياسي من معادلة نيرنست

$$E = E^0 - \frac{0.026}{n}\ \ell n \frac{[Cd^{+2}]}{[Cu^{+2}]}$$

$$E = 0.74 - 0.013\ \ell n \frac{0.10}{0.01}$$

$$E = 0.74 - 0.013\ \boxed{\ell n\ 10}$$

$$E = 0.74 - \boxed{0.0299}$$

$$E = 0.74 - 0.03$$

$$E = 0.71\ V$$

$$\Delta G = -n\ F\ E \Rightarrow \Delta G = -2 \times 96500 \times 0.71$$

$$\Delta G = -137030\ J/mol$$

رحلة التفوق في السادس
عطاءٌ بلا حدود
A.M.Z

اعداد :- حيدر يحيى علوان
المدرسة :- اعدادية الاندلس للبنين

سؤال خارجي

هل يحدث التفاعل التالي في الظروف القياسية بصورة تلقائية ام لا ؟

$E^0_{Zn^{+2}/Zn} = -\,0.76\ V \quad E^0_{Cr^{+2}/Cr} = -\,0.74\ V$

$$2Cr + 3Zn^{+2} \rightarrow 2Cr^{+3} + 3Zn$$

الحل

نجري تفاعلات الاكسدة والاختزال بموجب التفاعل
العام المعطى في السؤال

$2Cr \longrightarrow 2Cr^{+3} + \not{6e}$ $\qquad E^0_{anode} = +0.74$

$3Zn^{+2} + \not{6e} \longrightarrow 3Zn$ $\qquad E^0_{cathode} = -0.76\ V$

بما ان جهد الخلية بالسالب اذن لا يحدث التفاعل تلقائي $\qquad E^0_{Cell} = -0.02$

اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

سؤال واجب

تيار كهربائي شدته $10\ A$ مر لمدة $16\ min$ وخمسة ثواني في محلول $CuCl_2$ ما حجم غاز Cl_2 المتحرر في $127\ C^0$ وضغط $2\ atm$

ج / $0.82\ L$

الحل

سؤال (4 -25)

احسب التغير في الطاقة الحرة لتفاعل الخلية التالي عند 25^0C اذا علمت ان جهود الاختزال $E^0_{Mg^{+2}/Mg} = -2.37\ V$ و $E^0_{Br_2/Br^-} = +1.07\ V$

$$Mg \mid Mg^{+2}(1M) \parallel Br^-(0.1M) \mid Br_2(1\ atm) \mid Pt$$

الحل

$$Mg \longrightarrow Mg^{+2} + 2e^- \qquad E^0_{anode} = +2.37\ V$$

$$Br_2 + 2e^- \longrightarrow 2Br^- \qquad E^0_{cathode} = 1.07\ V$$

$$Mg + Br_2 \longrightarrow Mg^{+2} + 2Br^- \qquad E^0_{Cell} = +3.44\ V$$

$$E_{Cell} = E^0_{Cell} - \frac{0.026}{n}\ell n \frac{[Mg^{+2}][Br^-]^2}{1}$$

$$E = 3.44 - 0.013\ \ell n\ [1][0.1]^2$$

$$E = 3.44 - 0.013\ \ell n\ 0.01$$

$$E = 3.44 - 0.013\ \boxed{\ell n\ 10^{-2}}$$

$$\downarrow$$

$$\boxed{\ell n\ 10 = 2.3}$$

$$E = 3.44 \boxed{-0.013} \times \boxed{-2 * 2.3}$$

$$E = 3.44(-0.013)(-4.6)$$

$$E = \boxed{3.44 + 0.06}$$

$$E = 3.50\ V$$

$$\Delta G = -n\ F\ E_{Cell}$$

$$\Delta G = -2 \times 96500 \times 3.50$$

$$\Delta G = -\ 675500\ J/mol$$

اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

سؤال (4 –26)

ما مقدار التغيير في الطاقة الحرة للخلية التالية في درجة $25\ C^0$ علما ان $K_{eq} = 2.3\times10^4$ وان التفاعل العام لهذه الخلية :-

$$\underset{(aq)(1M)}{2H^+} + \underset{S}{Pb} \rightarrow \underset{S}{H_2} + \underset{(aq)(0.01)M}{Pb^{+2}}$$

الحل

لم يعطي جهد اختزال الرصاص لذلك نستخرج E^0_{Cell} بطريقة أخرى وهي معلومات K_{eq}

$$E^0 = \frac{0.026}{2}\ \ell n\ K_{eq}$$

$$E^0 = 0.013\ \ell n\ 2.3\times10^{\boxed{4}}$$

$$E^0 = 0.013\ \times 4\times \ell n\ 2.3\times10$$ → $\ell n\ 2.3 = 0.83$ معلومة

$$= 0.013\ \times4\times0.83\times2.3$$

$$E^0 = \boxed{0.099}$$ بالتقريب $\simeq 0.100$

$$E^0 = \boxed{0.1}\ V$$

نحسب E_{Cell} الغير قياسية من معادلة نيرنست

$$E = E^0 - \frac{0.026}{n}\ \ell n\ \frac{[Pb^{+2}]}{[H^+]^2}$$

$$E = 0.1 - 0.013\ \ell n\ \frac{0.01}{(1)^2}$$

$$E = 0.1 - 0.013\ \ell n\ 1\times10^{-2}$$

$$E = 0.1 - 0.013\ \times -2\ \ell n\ 10 \Rightarrow E = 0.1 - 0.013\times -2 * 2.3$$

$$E = 0.1 - 0.013\times -4.6$$

$$E = 0.1 + 0.0598$$ → 0.06 تقريبا

$$E = 0.10 + 0.06$$

$$E = 0.16$$

$$\therefore\ \Delta G = -n\ F\ E$$

$$\Delta G = -2\times9600 * 0.16$$

$$\Delta G = -\boxed{30880}\ J / mol$$

رحلة التفوق في السادس @
اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

سؤال (4 –27)

خلية فولتائية في درجة C^0 25 تفاعلها العام :-

$Sn^{+2}_{(aq)} + Ni_{(S)} \rightarrow Sn_{(S)} + Ni^{+2}_{(aq)}$ اذا علمت ان جهد الخلية الغير قياسي يساوي + 0.17 V احسب تركيز ايون النيكل علما ان جهود الاقطاب القياسية $E^0_{Ni^{+2}/Ni} = -0.25\ V$ $E^0_{Sn^{+2}/Sn} = -0.14\ V$

الحل

$Ni \rightarrow Ni^{+2} + 2e \qquad E^0_{anode} = +0.25\ V$

$Sn^{+2} + 2e \rightarrow Sn \qquad E^0_{cathode} = -0.14\ V$

$Sn^{+2} + Ni \rightarrow Ni^{+2} + Sn \qquad E^0_{Cell} = +0.11\ V$

$$E_{Cell} = E^0_{Cell} - \frac{0.026}{n} \ell n \frac{[Ni^{+2}]}{[Sn^{+2}]}$$

$$0.17 = 0.11 - \frac{0.026}{2} \ell n \frac{[Ni^{+2}]}{1}$$

كل الخلية اذا لم يعطى لها تركيز لاحد ايوناتها نعتبر تركيز ذلك الايون =1M كما في Sn^{+2}

$$0.17 = 0.11 - 0.013 \ell n [Ni^{+2}]$$

$$0.17 - 0.11 = -0.013 \ell n [Ni^{+2}] \Rightarrow 0.06 = -0.013 \ell n [Ni^{+2}]$$

$$\ell n [Ni^{+2}] = -\frac{0.06}{0.013} \qquad \ell n [Ni^{+2}] = -4.6$$

$\ell n\ 0.01 = -4.6$

$$\therefore [Ni^{+2}] = \ell n^{-1} - 4.6 \Rightarrow [Ni^{+2}] = 0.01\ M$$

$0.01 = \ell n^{-1} 4.6$

سؤال (4 –28)

للخلية الاتية اذا علمت ان جهد الخلية القياسي يساوي 1.26 V وان $E^0_{Cd^{+2}/Cd} = -0.40\ V$ احسب جهد اختزال القياسي للألمنيوم

$Al \mid Al^{+3}_{(1M)} \parallel Cd^{+2}_{(1M)} \mid Cd$

الحل

$2Al \longrightarrow 2Al^{+3} + 6e \qquad E^0_{anode} = ?$

$3Cd^{+2} + 6e \longrightarrow 3Cd \qquad E^0_{cathode} = -0.40\ V$

$2Al + 3Cd^{+2} \longrightarrow 2Al^{+3} + 3Cd \qquad E^0_{Cell} = E^0_{anode} + E^0_{cathode}$

$1.26 = E^0_{anode} + (-0.40)$

$E^0_{anode} = 1.26 + 0.40 \Rightarrow E^0_{anode} = 1.66$

$E^0_{Al^{+3}/Al} = -1.66$ لان جهد الاختزال عكس جهد الاكسدة

سؤال (4 -29)

خلية كلفانية في $25\ C^0$ احد قطبيها هو الهيدروجين وبضغط $1\ atm$ والقطب الاخر هو النيكل تركيز ايوناته $0.01\ M$ احسب الاس الهيدروجيني PH لمحلول قطب الهيدروجين H_2 اذا علمت ان مقدار الطاقة الحرة لتفاعل الخلية $-48.25\ KJ/mol$ وان جهد اختزال قطب النيكل القياسي $-0.25\ V$

الحل

$$\Delta G = -\ n\ F\ E_{Cell}$$

نبدأ بتحويل وحدات ΔG الغير قياسية من وحدات KJ الى وحدات J

$$\Delta G_J = -48.25 \times 1000$$

$$\Delta G_J = -48250$$

$$E_{Cell} = \frac{-48250}{-2 \times 96500} \Rightarrow E_{Cell} = \frac{1}{4} = \boxed{0.25}\ V$$

ثم نطبق معادلة نيرنست لا يجاد تركيز ايون $[H^+]$ بعد ايجاد جهد الخلية القياسي من تفاعلات الاكسدة والاختزال

$$Ni \longrightarrow Ni^{+2} + 2e \qquad E^0_{anode} = 0.25\ V$$

$$2H^+ + 2e \rightarrow H_2 \qquad E^0_{cathode} = 0.00\ V$$

$$\underset{?}{Ni + 2H^+} \rightarrow \underset{0.01}{Ni^{+2}} + H_2 \qquad E^0_{Cell} = \boxed{0.25}\ V$$

لان جهد اختزال H_2 اكبر من جهد اختزال Ni

$$E^0_{Cell} = E^0_{Cell} - \frac{0.026}{n} \ell n \frac{[Pb^{+2}]}{H^2}$$

$$0.25 = 0.25 - \frac{0.026}{2} \ell n \frac{0.01}{H^2}$$

$$0.25 - 0.25 = -0.013 - \ell n \frac{0.01}{H^2}$$

$$0 = -0.013 - \ell n \frac{0.01}{H^2}$$

$$\ell n \frac{0.01}{H^2} = \frac{0}{-0.013} \Rightarrow \ell n \frac{0.01}{H^2} = 0$$

$$\frac{0.01}{H^2} = \ell n^{-1} 0 \Rightarrow \frac{0.01}{H^2} = 1 \Rightarrow H^2 = 0.01 \quad \sqrt{} \quad \Rightarrow H = 0.1\ M$$

ولحساب PH نتبع العلاقة التالية

$$PH = -\ell og [H^+]$$

$$PH = -\ell og\ 0.1$$

$$PH = -\ell og\ 1 \times 10^{-1}$$

$$PH = +1$$

سؤال (4 –30)

اذا علمت ان جهد الخلية الاتية عند $25\ C^0$ تساوي $0.9992\ V$ جد تركيز ايون القصدير في محلول القطب علما ان $E^0_{Ag^+/Ag} = +0.80\ V$

$$Sn \mid Sn^{+2}\ (?M) \parallel Ag^+\ (1M) \mid Ag$$

$E^0_{Sn^{+2}/Sn} = -0.14\ V$

$\ell n\ 0.01 = -4.6$

الحل

$$Sn \longrightarrow Sn^{+2} + \cancel{2e} \qquad E^0_{anode} = +0.14\ V$$

$$2Ag^+ + \cancel{2e} \longrightarrow 2Ag \qquad E^0_{cathode} = 0.80\ V$$

$$Sn + 2Ag^+ \longrightarrow Sn^{+2} + 2Ag \qquad E^0_{Cell} = +0.94\ V$$

$$E_{Cell} = E^0_{Cell} - \frac{0.026}{n}\ \ell n \frac{[Sn^{+2}]}{[Ag^+]^2}$$

$$0.9992 = 0.94 - \frac{0.026}{2}\ \ell n \frac{[Sn^{+2}]}{[1]^2}$$

$$0.9992 - 0.94 = -0.013\ \ell n\ [Sn^{+2}]$$

$$0.0592 = -0.013\ \ell n\ [Sn^{+2}]$$

0.060 تقريبا

$$\ell n\ [Sn^{+2}] = \frac{0.060}{-0.013}$$

$$\ell n\ [Sn^{+2}] = -4.6$$

$$[Sn^{+2}] = \ell n^{-1} - 4.6$$

$$[Sn^{+2}] = 0.01\ \ mol / L$$

رحلة التفوق في السادس
عطاءٌ بلا حدود
A. M. Z
اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

سؤال (4 -31)

امرر تيار كهربائي شدته 10 A خلال 965(S) في خلية تحليل كهربائي تحتوي على كبريتات النحاس ما هو وزن النحاس المترسب وعدد ذراته علما ان الكتله الذرية للنحاس = 63

الحل

$$Q_{mol\ \cdot\ e^-} = \frac{I * t}{96500} \Rightarrow Q = \frac{10 * 965}{96500} \Rightarrow Q = \frac{1}{10}$$

$$Q = 0.1 \quad mol \cdot e^-$$

ثم نكتب معادلة اختزال النحاس لأنه مترسب ودائما المادة المترسبة تعاني اختزالا عند الكاثود

$$Cu^{+2}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(S)}$$

ثم نحسب عدد مولات ايونات النحاس المترسبة

$$n_{Cu^{+2}} = \frac{Q_{mol\ \cdot\ e^-}}{\text{عدد } e^- \text{ المكتسبة}} \Rightarrow \frac{0.1}{2} \Rightarrow 0.05(mol)$$

ومن عدد المولات المترسبة نجد كتله النحاس المترسب

$$n = \frac{m_g}{M_{g/mol}} \Rightarrow m_g = n_{mol} * M_{g/mol}$$

$$m_g = 0.05 * 63 \Rightarrow \boxed{3.15}\ g$$

ولحساب عدد ذرات النحاس المترسبة عند الكاثود

عدد الذرات $= n_{mol}$ عدد المولات $*$ N_A عدد افوكادرو

عدد الذرات $= 0.05 * 6.023 \times 10^{23}$

عدد الذرات $= \boxed{3 \times 10^{22}}$ atoms

سؤال (4 -32)

يترسب 0.648 g من احد الفلزات ، احادي التكافؤ على الكاثود عند امرار تيار كهربائي شدته 3 A لمدة 3 min و 13 S في محلول احد الاملاح لذلك الفلز ، احسب الكتلة الذرية للفلز المترسب ؟

الحل

$$Q = \frac{3 * 193}{96500} \Rightarrow Q = \frac{3}{500}$$

$$t_{(S)} = \underset{3\ min}{180}\ S + 13 = 190\ (S)$$

$$500 \overline{)3000}\ \ 0.006$$

$$Q = 0.006\ (mol\ .e^-)$$

وبما ان الفلز احادي التكافؤ اذا يتم اكتسابه الالكترونا واحد اي ان عدد الالكترونات في الخلية هي واحد

$$n = Q * e^- \Rightarrow n = 0.006 * 1 \Rightarrow 0.006$$

$$M = \frac{m_g}{n_{mol}} \Rightarrow \frac{0.648}{0.006} \Rightarrow 108 \quad g/mol$$

سؤال (4 -33)

احسب عدد الالكترونات اللازمة لتحرير ضعف حجم المولي لغاز الاوكسجين في STP (معلومة: الحجم المولي لأي غاز عند STP يساوي 22.4 L)

الحل

يتحرر الاوكسجين عند الانود من التحليل الكهربائي للماء حسب المعادلة

$$2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$$

الحجم المولي لأي غاز عند (STP) هو الحجم الذي يحرره مول واحد وبما ان المطلوب هو ضعف الحجم المولي لغاز الاوكسجين لذا فان مولات الاوكسجين هي $(2 \quad mol)$

$$n_{O_2} = \frac{2 * 22.4}{22.4} = 2$$

وحسب معادلة التأكسد اعلاه نلاحظ هناك فقدان $4e^-$ اي ان

$$Q = 2 \ mol \ * \ 4e^- \quad \Rightarrow \quad 8 \ (mol \cdot e^-)$$ عدد مولات الالكترونات

ولكل مول من الالكترونات يحتوي على عدد افوكادروا لذلك

عدد الالكترونات $= 8 \ (mol \cdot e^-) * 6.023 \times 10^{23}$ (عدد المولات × عدد افوكادرو)

عدد الالكترونات $= \boxed{48.16 \times 10^{23}} \ e^-$

سؤال (4 -34)

احسب شدة تيار اللازم امراره لمدة 2 hr و 520 (S) في خلية تحليل الماء كهربائيا لكي يتحرر 36.12×10^{21} جزيئة من الهيدروجين والاوكسجين على قطبي الخلية

الحل

من معادلة تحليل الماء كهربائيا

$$2H_2O_{(L)} \rightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$$

نلاحظ ان عدد جزيئات H_2 المتحررة هي ضعف عدد جزيئات O_2 المتحررة نفرض ان

عدد جزيئات $O_2 = X$ عدد جزيئات $H_2 = 2X$

$$X + 2X = 36.12 \times 10^{21}$$

$$3X = 36.12 \times 10^{21}$$

$$X = \frac{36.12 \times 10^{21}}{3}$$

$$X = 12.04 \times 10^{12}$$ جزيئة — وهو ما يمثل جزيئات O_2

$$n_{O_2} = \frac{\text{عدد الجزيئات}}{\text{عدد افوكادرو}} \Rightarrow n_{O_2} = \frac{12.04 \times 10^{21}}{6.02 \times 10^{23}}$$

تابع حل سؤال 34

$n_{O_2} = \boxed{0.02}$ mol وحسب تفاعل نصف خلية التحليل الكهربائي للماء

ملاحظة :- ممكن استخدام عدد جزيئات H_2 وهي 24.08×10^{21} وعدد الالكترونات تكون هنا $(2e^-)$ وبذلك يكون الناتج نفسه هو 0.08

$$2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + \boxed{4e^-}$$

$Q = n$ * عدد e^- المفقودة من الاوكسجين لتحرره

$$Q = 0.02\times4$$

$$Q = (0.08 \ mol \cdot e^-)$$

$$Q = \frac{I*t}{96500}$$

لحساب الزمن

$$t_{(s)} = 3600\times2 \ hr \Rightarrow t_{(s)} = 7200+520$$

$$t_{(s)} = 7520 \ (S)$$

$$0.08 = \frac{I*7520}{96500} \Rightarrow 0.08 = I*0.08$$

$$\therefore \ I = \frac{0.08}{0.08} \Rightarrow I = 1 \ A$$ امبير

سؤال (4 -35)

احد الصاغة طلاء خاتم بالذهب فأمرر تيار كهربائي شدته A 10 في خلية الطلاء الكهربائي تحتوي على احد املاح الذهب فترسب الذهب على الخاتم لوحظ ان خلال (S) 9.65 ان 75% من الكهربائية قد استهلك لترسيب الذهب فما كتله الذهب المترسب؟ علما ان الكتلة الذرية للذهب =197

الحل

$$Au^{+3} + 3e^- \rightarrow Au_{(S)}$$

$$Q_{(mol \ \cdot \ e^-)} = \frac{10\times9.65}{96500} \Rightarrow \frac{965}{96500} = 0.001$$

75% من الكمية الكهربائية المستعملة لطلاء الذهب هي

$$0.001\times0.75 = 75\times10^{-5}$$

$$n_{Au} = \frac{75\times10^{-5} \ (Q)}{3 \ (e)} \Rightarrow \boxed{25\times10^{-5} mol}$$

$m_g = 25\times10^{-5}\times197$ → 200 تقريبا

$m_g = 4925\times10^{-5}$ 5000×10^{-5}

$$m_g = \boxed{5\times10^{-2}} \Rightarrow \boxed{0.05}$$

سؤال (4 –36)

عند امرار $0.2\ (mol \cdot e^-)$ في محلول كبريتات النحاس وبعد ترسيب جميع النحاس تحرر 0.448 L من الهيدروجين في STP احسب كتلة النحاس المترسبة ؟ الكتلة الذرية للنحاس 63

الحل

في هذا السؤال نلاحظ ان كمية Q هي 0.20 تقسم الى قسمين الأول 0.04 لتحرير H2 والثاني لترسيب النحاس (0.20−0.04)

$$2H^+_{(aq)} + 2e \rightarrow H_{2(g)}$$

$$n_{H_2} = \frac{V_{(L)}}{22.4}$$ علاقة مهمة جدا

$$n_{H_2} = \frac{0.448\ \cancel{L}}{22.4\ \cancel{L}/mol} \Rightarrow 0.02\ mol$$ الحجم المولي في STP

ولاستخراج (Q) عدد مولات الالكترونات كالاتي :-

$$Q = n \times e^-$$ عدد المكتسبة

$$Q = 0.02 \times 2 = 0.04\ (mol \cdot e^-)$$

اما عدد مولات الالكترونات Q التي بواسطتها تم ترسيب النحاس هي

$$Q = 0.20 - 0.04 = 0.16\ (mol \cdot e^-)$$

$$Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu_{(S)}$$

$$n_{Cu} = \frac{Q}{\text{عدد الالكترونات المكتسبة}}$$

$$\frac{0.16}{2} \Rightarrow \boxed{0.08}\ mol$$

$$m_{Cu} = 0.08_{\cancel{mol}} \times 63_{g/\cancel{mol}} = \boxed{5.04}\ g$$

رحلة التفوق في السادس @

سؤال (4 –37)

احسب ثابت الاتزان للتفاعل الاتي :- علما ان

$$E^0_{Sn^{+2}/Sn} = -0.14\ V \quad E^0_{Pb^{+2}/Pb} = -0.13\ V \quad \ell n\ 2.16 = 0.77$$

$$Sn + Pb^{+2} \rightarrow Sn^{+2} + Pb$$

الحل

$$Sn \rightarrow Sn^{+2} + \cancel{2e^-} \qquad E^0_{anode} = +0.14\ V$$

$$Pb^{+2} + \cancel{2e^-} \rightarrow Pb \qquad E^0_{cathode} = -0.13\ V$$

$$E^0_{Cell} = 0.01\ V$$

$$E^0_{Cell} = -\frac{0.026}{n}\ \ell n\ K_{eq} \Rightarrow 0.01 = \frac{0.026}{2}\ \ell n\ K_{eq}$$

$$\ell n\ K_{eq} = \frac{0.010}{0.013}$$

$$\ell n\ K_{eq} = 0.77$$

$$K_{eq} = \ell n^{-1} 0.77$$

$$K_{eq} = \boxed{2.16}$$

سؤال (4 -38) في خلية تحليل الماء كهربائيا في STP تم امرار تيار كهربائي فيها لمدة 3 دقائق و 13 ثانية فتحرر غازي الهيدروجين والاوكسجين عند قطبي الخلية وكان مجموع حجمين الغازين المتحررين يساوي 0.0672 L اكتب معادلتي نصفي الخلية والتفاعل العام لها ثم جد حجم كل غاز متحرر وشدة التيار المار ؟

الحل

هذا السؤال نفس فكرة سؤال 34 لكن هنا بدل من جزيئات الغازين موجود حجم الغازين

زيادة

$$2O^{-2} \longrightarrow O_2 + 4e^- \qquad E^0_{anode} =$$

$$4H^+ + 4e^- \longrightarrow 2H_2 \qquad E^0_{Cathode} =$$

$$2O^{-2} + 4H^+ \rightarrow O_2 + 2H_2$$

حجم $X + 2X$ حجم 2

$$X + 2X = 0.0672 \text{ L}$$

$$3X = 0.0672 \text{ L}$$

$$X = \frac{0.0672}{3}$$

$X = \boxed{0.0224}$ L حجم الاوكسجين

$2X = \boxed{0.0448}$ L حجم الهيدروجين

لإيجاد قيمة عدد المولات

$n = \dfrac{0.0226}{22.4} \Rightarrow n = 0.001$ (الحجم باللتر ، الحجم بـ STP)

$Q = n \times e^-$ عدد الالكترونات المفقودة من الاوكسجين

$$Q = 0.001 \times 4$$

$$Q = 0.004$$

$t = 3 \times 60 + 13$ الزمن 3 دقائق و 13 ثانية

$$t = 180 + 13 \Rightarrow t = \boxed{193} \text{ S}$$

$$Q = \frac{I \times t}{96500} \Rightarrow 0.004 = \frac{I \times \cancel{193}^{1}}{\cancel{96500}_{5}}$$

$$0.004 = \frac{I}{500}$$

$$\therefore \; I = 0.004 \times 500$$

$$I = \boxed{2.0} \text{ A}$$

رحلة التفوق في السادس
عطاءٌ بلا حدود

سؤال (4 – 39) مهم جدا خفف محلول قطب الكاثود لخلية دانيال القياسية بالماء المقطر فانخفض جهد القطب بمقدار 0.0952 V عن جهده القياسي ، احسب تركيز ايونات القطب حينئذ ؟

الحل

نحن نعلم بان خلية دانيال مكونة من قطبي الخارصين في انودها والنحاس في كاثودها ....

عند اجراء التخفيف فان قطب الكاثود تغير تركيزه من القياسي 1 M الى غير قياسي عندئذ يجب حساب تركيزه الغير قياسي لأيون النحاس في قطب الكاثود بمعادلة نيرنست

ان جهد الخلية الغير قياسي $\boxed{E}$ يمثل وبشكل واضح $\boxed{E^0 - 0.0592}$ القياسي

$$Cu^{+2} + 2e \rightarrow Cu \qquad E^0_{Cathode}$$

$$E_{Cell} = E^0_{Cell} - \frac{0.026}{n} \ell n \frac{[\text{الايونات المتفاعلة}]}{[\text{الايونات الناتجة}]}$$

$$E^0_{Cell} - 0.0592 = E^0_{Cell} - \frac{0.026}{2} \ell n \frac{1}{Cu^{+2}}$$

$$\cancel{E^0_{Cell}} - 0.0592 \cancel{- E^0_{Cell}} = -0.013 \ \ell n \frac{1}{Cu^{+2}}$$

$$-0.0592 = -0.013 \ \ell n \frac{1}{Cu^{+2}}$$

$$\ell n \frac{1}{Cu^{+2}} = \frac{\cancel{-}0.0592}{\cancel{-}0.0130}$$

$$592 \div 130 = 4.6 \quad (520,\ 720)$$

$$\ell n \frac{1}{Cu^{+2}} \simeq 4.6$$

ثم يتم نقل ℓn من طرف الى الطرف الاخر

$$\frac{1}{Cu^{+2}} = \ell n^{-1} 4.6$$

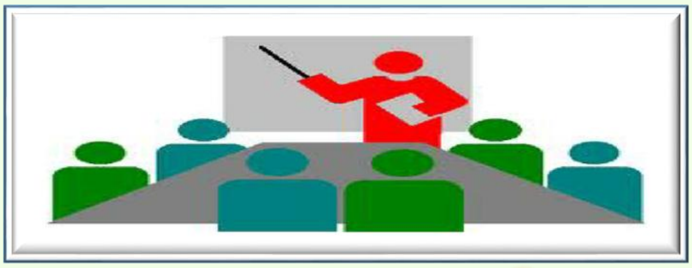
معلومة :- $\ell n\ 100 = 4.6$ يتم نقل ℓn من طرف الى الطرف الاخر

$$100 = \ell n^{-1} 4.6$$

$$\frac{1}{Cu^{+2}} = 100$$

$$Cu^{+2} = \frac{1}{100}$$

$$Cu^{+2} = 0.01 \ M$$



رحلة التفوق في السادس
عطاء بلا حدود
A.M.Z

اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

سؤال (4 –40) اذا علمت ان الجهود الاختزال القياسية لـ $E^0_{Zn^{+2}/Zn} = -0.76\ V$ ولـ $E^0_{Ag^+/Ag} = 0.8\ V$

اجب عن ما يأتي :-

1- ماذا تتوقع اذا عملت خلية فولتائية تحتوي على لوحي الخارصين في محاليل الكتروليتاتهم تركيز كل منهما 1 M أي من اللوحين تقل كتلته واي منه سوف تزداد كتلته ولماذا ؟

2- ما قيمة الطاقة الحرة للخلية الفولتائية متكونة من قطب الخارصين وقطب الفضة في محلول من ايونات الفضة تركيزه 0.1 M

الحل 1

$$Zn \rightarrow Zn^{+2} + 2e^- \qquad E^0_{anode} = +\ 0.76\ V$$

$$2Ag^+ + 2e^- \rightarrow 2Ag \qquad E^0_{Cathode} = 0.80\ V$$

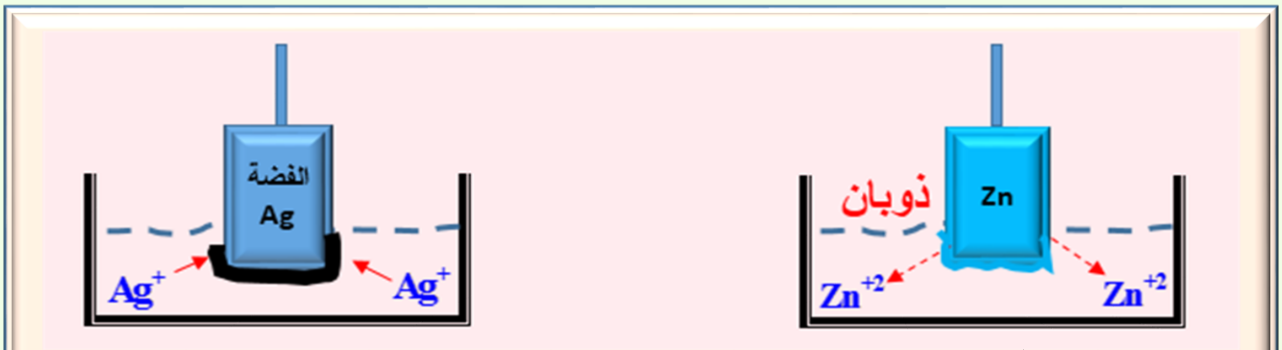
$$Zn + 2Ag^+ \rightarrow Zn^{+2} + 2Ag$$

$$E^0_{Cell} = 0.76 + 0.80$$

$$E^0_{Cell} = 1.56\ V$$

- ننتخب قطب الخارصين انوداً يعاني اكسدة لان قيمة اختزاله اقل من جهد اختزال الفضة الذي يعاني اختزال في قطب الكاثود ....
- بما ان لوح الخارصين يعاني اكسدة اذا نتوقع تقل كتلتة لان الاكسدة عملية ذوبان او تأكل
- بما ان لوح الفضة يعاني اختزال اذا نتوقع تزاد كتلتة لان الاختزال هي عملية ترسيب في لوح الفضة

رحلة التفوق في السادس
عطاءٌ بلا حدود



ذوبان — تقل كتلة الخارصين

ترسيب — تزداد كتلة الفضة

الحل 2

ولحساب قيمة الطاقة الحرة الغير القياسية للخلية

$$\Delta G = -nFE_{Cell}$$

(الغير قياسية) (الغير قياسية)

التفاعل العام للخلية هو

$$Zn + 2Ag^{+} \rightarrow Zn^{+2} + 2Ag$$

وهذا يتطلب منك حساب جهد الخلية

الغير قياسي من معادلة نيرست

$$E_{Cell} = E^{0}_{Cell} - \frac{0.026}{n} \ell n \frac{[\text{الناتجة}]}{[\text{المتفاعلة}]}$$

$$E_{Cell} = 1.56 - \frac{0.026}{n} \ell n \frac{[Zn^{+2}]}{[Ag^{+}]^{2}}$$

$$E_{Cell} = 1.56 - 0.013 \ \ell n \frac{1 \ M}{[0.1]^{2}}$$

لان جهد الخارصين قياسي

$$E_{Cell} = 1.56 - 0.013 \ \ell n \frac{1}{0.01}$$

$$E_{Cell} = 1.56 - 0.013 \ \ell n \ 100$$

حفظ $\ell n \ 100 = 4.6$

$$E_{Cell} = 1.56 - 0.013 \times 4.6$$

$$E_{Cell} = 1.56 - 0.0598$$

تقريبا

$$E_{Cell} = 1.56 - 0.06$$

$$E_{Cell} = 1.50$$

$$\therefore \ \Delta G = -nFE_{Cell}$$

(الغير قياسية) (الغير قياسية)

$$\Delta G = -2 \times 96500 \times 1.5$$

$$\Delta G = -298500 \ J$$

1
46
13
138
46
598

اعداد وترتيب الأستاذ : حيدر يحيى علوان

سؤال خارجي

تنبأ فيما اذا سيجري التفاعل التالي تلقائي كما هو مكتوب عند (298 K) اذا علمت ان $E^0_{Fe^{+2}/Fe} = -0.44$ V $\quad E^0_{Co^{+2}/Co} = -0.28$ V

$$Fe^{+2}_{(aq)} + Co_{(S)} \longrightarrow Fe_{(S)} + Co^{+2}_{(aq)}$$

الحل

$$Co \longrightarrow Co^{+2} + 2e^- \qquad E^0_{anode} = +0.28 \text{ V}$$

$$Fe^{+2} + 2e^- \rightarrow Fe \qquad E^0_{cathode} = -0.44 \text{ V}$$

رحلة التفوق في السادس
عطاءٌ بلا حدود
A. M. Z

$$E^0_{Cell} = +0.28 + (-0.44)$$

$$E^0_{Cell} = -0.16 \text{ V}$$

بما ان جهد الخلية بالسالب اذن لا يجري التفاعل تلقائيا كما هو مكتوب

تم بعونه تعالى

نتمنى لكم النجاح الباهر

مساعد الطالب في مادة الكيمياء للصف السادس الأحيائي

خاص وحصري لرحلة التفوق في السادس

إعداد الأستاذ المبدع

حيدر يحيى علوان

لمتابعتنا على مواقع التواصل الأجتماعي

رحلة التفوق في السادس @rt_edu

رحلة التفوق في السادس @A_M_Z_F